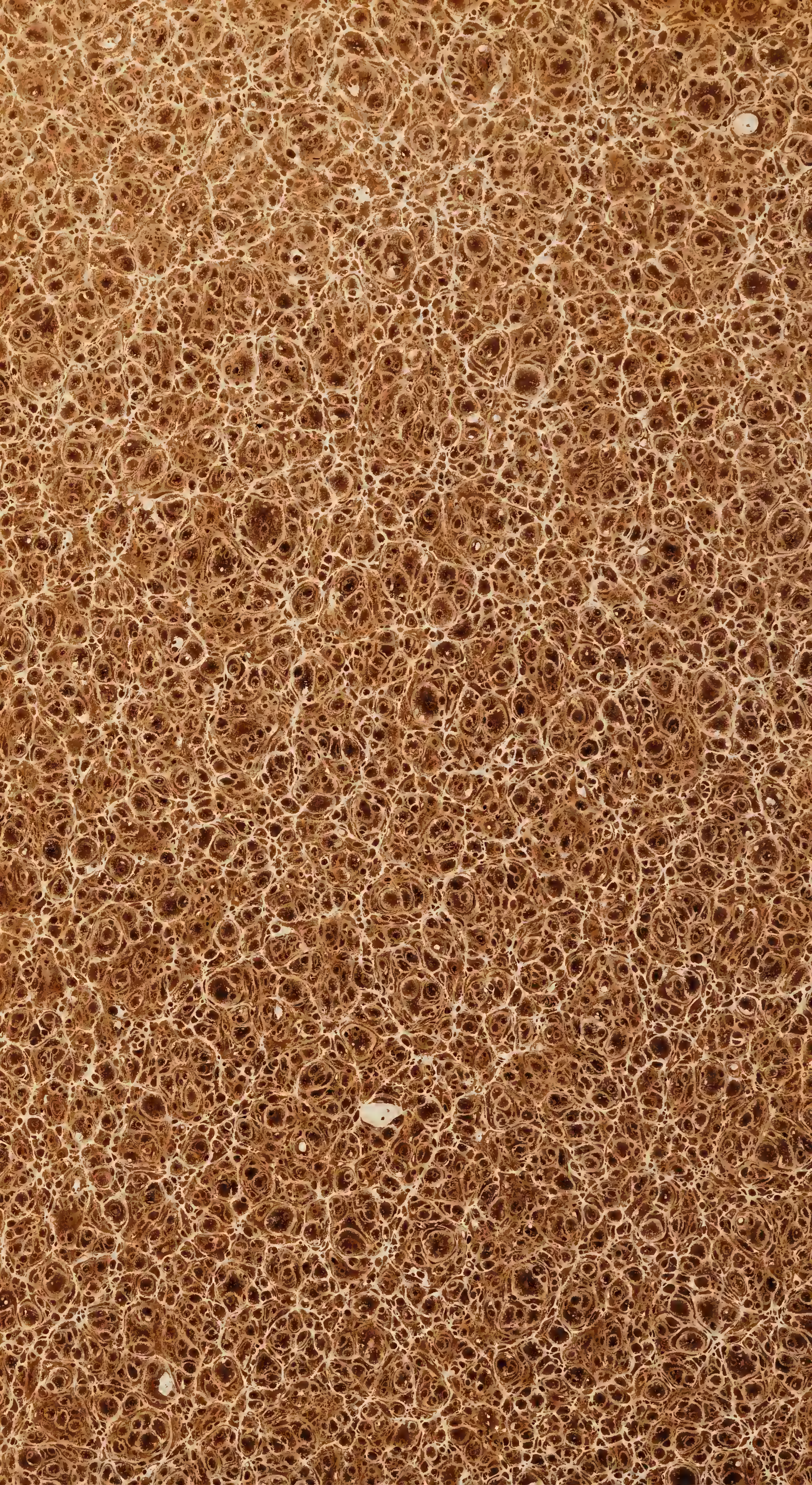
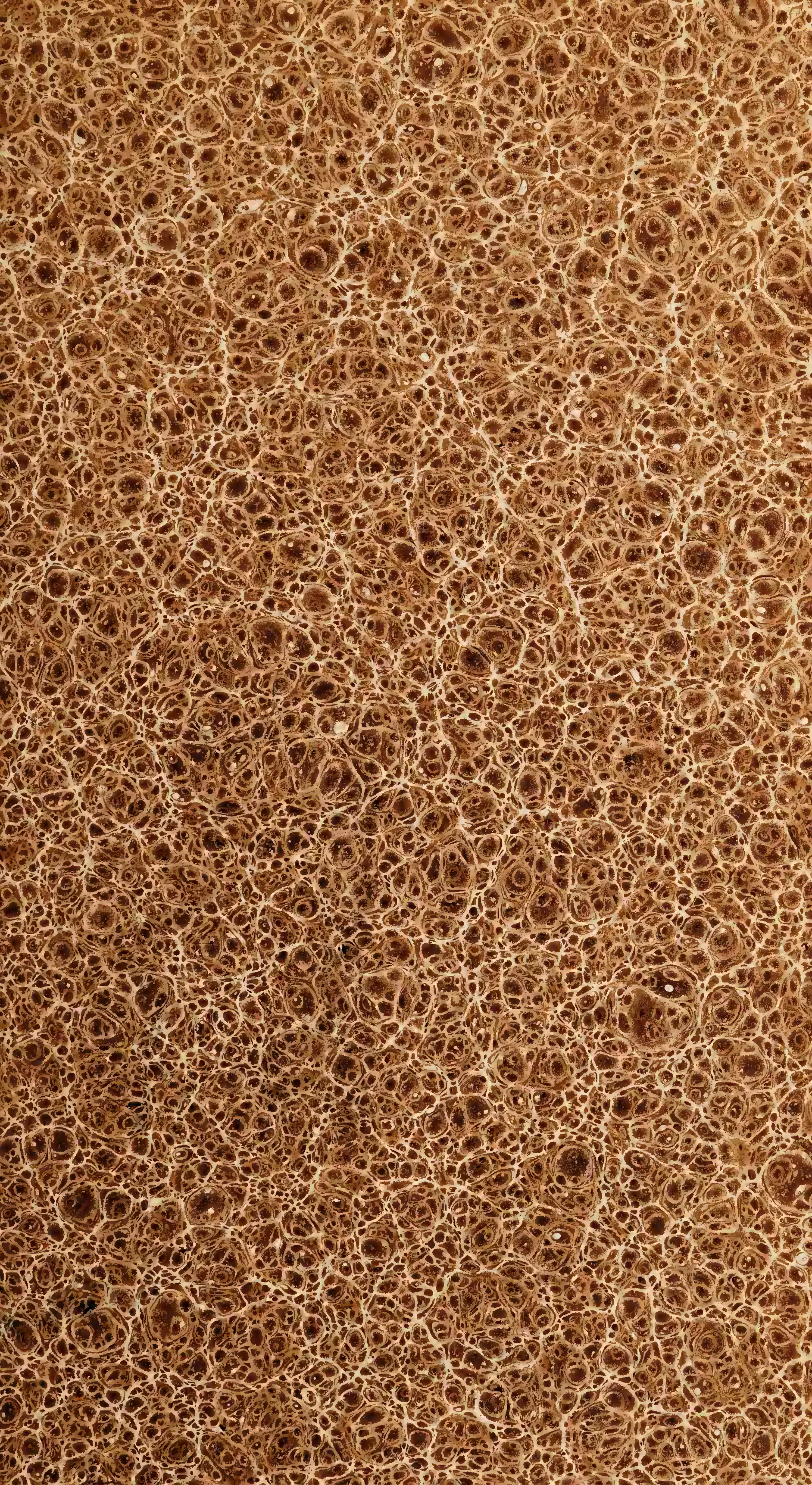






ÉLÉMENS
DE CHIMIE
THÉORIQUE ET PRATIQUE.

On trouve à la même librairie :

MÉMOIRES RELATIFS A LA RÉVOLUTION FRANÇAISE, par Buzot, député à la Convention nationale; précédés d'un précis de sa vie, et de recherches historiques sur les Girondins, par M. Guadet. 1 fort vol. in-8. Paris, 1828. 6 fr. 50 c.

CAROLÉIDE (la), ou *la Cour de Charlemagne*, par le vicomte D'Arlincourt. 3e édition, revue et corrigée. 1 gros vol. in-8, orné de 2 belles gravures de H. Vernet, et d'un plan figuratif du lieu de l'action. 7 fr.

PEINE DE MORT (de la) en matière politique, par M. Guizot, 2e édit., 1 vol. in-8. 1828. 4 fr.

DU SORT DE L'HOMME DANS TOUTES LES CONDITIONS, du sort des peuples dans tous les siècles, et particulièrement du peuple français. Par M. Azaïs. 3 vol. in-12. Paris, 1822. 8 fr.

NOUVEAUX ÉLÉMENS DE CHIMIE théorique et pratique, à l'usage des étudians en médecine et en pharmacie, et de tous ceux qui se préparent à subir leur examen; par M. Fabulet; deuxième édition, entièrement refaite et augmentée. 2 vol. in-8, ornés de 14 planches. Paris, 1827. 14 fr.

HISTOIRE DE HENRI IV, dit *le Grand*, contenant sa vie, ses bons mots, saillies et reparties heureuses, sa correspondance, tant avec ses maîtresses qu'avec ses amis, et les vies de Daubigné, Mornay, Bassompière, Lesdiguières et Crillon; par Ravel. 1 fort vol. in-8. Paris, 1824. 6 fr.

MÉMOIRES HISTORIQUES DE FRÉDÉRIC II, dit *le Grand*, comprenant les matinées du Roi de Prusse; quelques particularités sur sa vie militaire, privée et littéraire; ses opuscules littéraires; la Relation du siège d'Asoph par les Russes, et du voyage de Pierre Ier en Hollande, trouvée dans son cabinet à Postdam. Précédés d'une préface très-curieuse envoyée de Berlin. Publiés par P. R. Auguis; 1 fort vol. in-8. 1828. 7 fr. 50 c.

PARIS, IMPRIMERIE DE DECOURCHANT,
Rue d'Erfurth, n° 1, près de l'Abbaye.

ÉLÉMENS
DE CHIMIE
THÉORIQUE ET PRATIQUE,

A L'USAGE

DES ÉTUDIANS EN PHARMACIE ET EN MÉDECINE,

ET DE TOUS CEUX QUI SE PRÉPARENT A SUBIR LEUR EXAMEN;

PAR ADOLPHE FABULET,

Pharmacien major, ex-Pharmacien en chef à l'hôpital militaire de Rennes,
Membre de plusieurs Sociétés savantes.

SECONDE ÉDITION,

ENTIÈREMENT REFAITE ET AUGMENTÉE DU DOUBLE,
AVEC 14 PLANCHES REPRÉSENTANT 37 FIGURES.

> Connaissez l'immensité de la chimie; tout ce qui est sous le ciel est de son ressort : le potier lui demande ses terres, le peintre ses couleurs, le médecin ses remèdes, et le guerrier ses armes. (*Lettr. à Sophie, sur la Physique.*)

TOME PREMIER.

PARIS,

BÉCHET AINÉ, LIBRAIRE,

QUAI DES AUGUSTINS, N° 47.

1827



PRÉFACE

DE LA SECONDE ÉDITION.

L'OUVRAGE dont je donne aujourd'hui une seconde édition manquait au commerce depuis plusieurs années. Je me serais occupé beaucoup plus tôt de sa réimpression, si des considérations particulières, dix années de séjour aux armées, et l'obligation que je me suis imposée de l'augmenter des découvertes les plus importantes, et d'en faire disparaître les incorrections qui s'étaient glissées dans sa première rédaction, ne m'avaient forcé d'ajourner indéfiniment mes travaux. Mais enfin, rendu depuis quelque temps à une vie paisible et sédentaire, et mettant à profit les loisirs que me laissent les devoirs de mon emploi, je me suis livré sans relâche à la rédaction de ces Elémens, qui, quoique fort imparfaits, eurent, à l'époque

où ils parurent, un succès plus complet que je n'avais lieu de l'espérer.

La marche que j'ai suivie dans cette nouvelle édition est conforme à celle que j'avais adoptée anciennement. Je me suis particulièrement attaché à faire entrer dans le cadre fort restreint d'un ouvrage par demandes et par réponses, tous les faits qui ont essentiellement rapport aux simples élémens de la chimie, considérée spécialement sous le point de vue de l'art pharmaceutique, et rien n'a été négligé pour qu'il renfermât, avec des détails suffisans, le tableau complet de cette science, et l'exposition claire et méthodique des découvertes les plus utiles, ainsi que celle des propriétés signalées récemment dans une foule de substances fréquemment usitées, mais pourtant imparfaitement connues il y a quelques années.

Cependant j'ai omis avec intention d'exposer plusieurs théories encore incertaines, ou nouvellement établies, pour l'explication des phénomènes qui se rattachent à des faits d'une conception trop

élevée pour les commençans, ou qui comportent des développemens étrangers à la science du pharmacien, parceque je suis persuadé que toute innovation non sanctionnée ne peut être que préjudiciable aux progrès de l'art, lorsque sur-tout elles sont basées sur des hypothèses hasardées que l'expérience n'a pas consacrées, et que leur admission n'a pas reçu le suffrage unanime des législateurs de la chimie moderne. Quoi qu'il en soit, et malgré ces considérations, j'ai adopté, parmi les théories nouvellement introduites, celles qui m'ont paru fondées sur des bases positives, sur des faits non équivoques, en me prescrivant toutefois une grande circonspection dans l'exposition de celles qui ne peuvent être pour les pharmaciens que l'objet de recherches purement scientifiques.

En composant cet ouvrage, je me suis proposé de choisir et de coordonner tous les faits qui ont rapport aux simples élémens de la chimie, de manière à en former un corps de doctrine qui, en évitant aux jeunes commençans de fastidieuses

et pénibles recherches dans les nombreux écrits qu'on a publiés sur la chimie depuis une vingtaine d'années, leur offrît les moyens d'acquérir des notions exactes sur les préceptes d'une science qui reçoit dans les cours publics, entrepris pour l'instruction, des développemens qui, quoiqu'extrêmement lumineux, ne sont pas toujours à la portée des jeunes étudians, sur-tout de ceux en pharmacie auxquels ce livre est particulièrement destiné. Mais, pour arriver à ce résultat, j'ai dû consulter plutôt mon zèle que mes propres forces, et faire abjuration d'une gloire à laquelle je déclare être loin de prétendre comme d'atteindre; mon unique but a été d'aplanir de grandes difficultés aux jeunes initiés dans l'art, en leur présentant, sans appareils scientifiques, sans luxe littéraire, et sans aucune ambiguité, l'exposition claire et concise des phénomènes qu'il leur importe le plus spécialement de connaître, et qu'un pharmacien qui révère son art, et qui en apprécie la dignité, ne peut ignorer sans encourir

le plus parfait mépris. Puisse le fruit de mes veilles, en stimulant l'application des jeunes pharmacologistes, éloigner d'eux toutes idées mercantiles tendantes à ravaler l'art, et leur faire comprendre que la préparation manuelle d'une formule savamment combinée, l'habileté dans les détails d'une officine, le maintien, la gravité extérieure, les discours étudiés, etc., ne sont pas les attributs distinctifs de leur profession! Mais, incontestablement, le profond savoir, des études constantes et régulières, des connaissances approfondies dans les sciences naturelles, dans la physique, la chimie, et spécialement dans cette dernière, sans le secours de laquelle un pharmacien, quelque recommandable qu'il puisse être d'ailleurs, ne peut exercer que comme un vil manipulateur, un empyrique grossier.

Ces considérations, déjà si importantes, reçoivent un nouvel intérêt, un nouveau degré d'évidence, si l'on fait attention que c'est par des connaissances supérieures que les pharmaciens peuvent forcer les

détracteurs de leur art à porter à ceux qui le cultivent avec distinction, qui y ont sacrifié leur temps et leur fortune, l'estime, la considération, les titres, les honneurs et les prérogatives qu'on leur refuse souvent, et d'autant plus injustement, qu'il est péremptoirement démontré qu'un pharmacien chimiste doit posséder la plupart des sciences et des arts, et même être familiarisé avec plusieurs qui, par leur étendue et leur importance, doivent élever au-dessus du commun des hommes le pharmacien laborieux et instruit qui en a fait l'objet de ses méditations et de ses veilles. « Le vrai pharmacien, » dit M. *Viray*, est l'homme estimable et » instruit qui tient son rang dans la so- » ciété; il est celui que l'on consulte le » plus souvent, je ne parle point pour la » santé seulement, mais pour toutes les » opérations de la vie ordinaire. Lui seul » peut répandre de vraies lumières sur la » salubrité publique. S'il y a un vin fre- » laté, une eau malsaine, un air méphy- » tique, un aliment dangereux, à qui peut-

» on mieux s'adresser qu'au pharmacien » chimiste pour y remédier? Un minéral » contient-il des substances métalliques » ou des sels qu'on puisse exploiter? telle » plante est-elle utile pour aliment, pour » teinture, pour médicament, pour les » arts? comment extraire de tel fruit ou de » telle racine, du sucre ou une fécule nour- » rissante? comment neutraliser tel poison, » analyser telle liqueur? qui se connaît » mieux dans les arts ou la technologie » que le pharmacien? » Mais, il faut en convenir, parmi les motifs de déconsidération où sont tombés les hommes estimables qui cultivent et enseignent la pharmacie, on peut en signaler plusieurs qui appartiennent aux pharmaciens mêmes; par exemple, n'est-il pas souverainement ridicule de confier les soins d'une officine à des femmes, et de les admettre dans un temple où leurs manipulations sont des outrages à l'art? Non, l'officine du pharmacien ne peut être instituée en un boudoir; et les femmes, par-tout ailleurs d'un si grand attrait, d'un commerce si

séduisant, l'apanage des grâces et de la candeur, ne peuvent raisonnablement présider ici, puisqu'il est notoire que leur éducation dirigée vers un autre but, leur excessive légèreté, et, disons-le, l'inconstance inhérente à leur caractère, les rendent inhabiles à la culture des sciences physiques, dont les conditions essentielles sont une application persévérante, et des études longues et soutenues.

Quoi de plus inconvenant encore que cette ancienne et détestable habitude que conservent un grand nombre de pharmaciens, de qualifier les jeunes élèves par l'épithète injurieuse de *garçon*, et de confondre avec la multitude des artisans d'une profession vulgaire celui qu'une éducation libérale, jointe à une instruction supérieure, doivent élever en considération. « L'opinion publique, dit avec raison » M. le chevalier *Cadet de Gassicourt*, » a déjà attaché au mot *pharmacien* l'idée » d'une profession libérale utile et noble, » qui suppose des connaissances au-dessus » de la routine mercantile. Pour bien des

» gens, le pharmacien est à l'apothicaire
» ce que le mécanicien est au machiniste.
» Un pharmacien n'a point de *boutique*,
» mais il ouvre au public son *officine*.
» Les formules magistrales ne sont plus
» des *ordonnances* exécutées par des *gar-*
» *çons apothicaires*, mais des *prescrip-*
» *tions* préparées par des *élèves en phar-*
» *macie*. » Cependant le ridicule est à son comble, lorsqu'on voit que des maîtres en pharmacie, même de la capitale, au centre des arts et de la civilisation, exigent impérativement que leurs élèves soient perpétuellement affublés, et portent comme un ornement glorieux un sale tablier de coutil presque toujours imprégné de corps gras, et de diverses drogues d'une odeur et d'un aspect insupportables.

Peut-on encore trouver rien de plus choquant et de plus révoltant que cet usage blâmable qu'ont plusieurs pharmaciens d'assujétir leurs élèves à frapper à coups redoublés, avec un pilon, sur une substance introduite dans un mortier de métal, assez ordinairement placé à l'en-

droit le plus apparent de l'officine, et dont les sons aigres et désagréables se propagent à des distances éloignées, de manière qu'exposés aux émanations des parties fines qui s'élèvent par l'effet de la percussion, la face et les cheveux incessamment poudreux, font du pharmacien ou de l'élève, que les affaires de l'officine mettent en relation de santé avec des personnes de distinction, un être de dérision, de dégoût, et même de mépris, très digne d'être confondu avec l'ouvrier de la profession la plus commune, lorsque sur-tout il porte l'oubli des convenances jusqu'à pratiquer ce grossier travail en chemise?

Le charlatanisme est une autre source de déconsidération pour la pharmacie. Celui-ci annonce une eau souveraine pour enlever les rides de la peau, et entretenir sa fraîcheur; celui-là est possesseur d'un spécifique qui jouit de la précieuse propriété de délivrer la triste humanité de tous les maux qui l'accablent, et qui mènent à une vie éternelle; cet autre compose des pastilles qui donnent de la fraî-

cheur à la bouche, et qui font exhaler de celle qui est fétide tous les parfums de l'Arabie; un autre prépare du chocolat français sans cacao, et en établit le dépôt chez une modiste, un parfumeur, etc.; celui-ci, saltimbanque par excellence et archétype, ose assurer que plusieurs années de recherches et de profondes méditations lui ont fait trouver le secret de composer une moutarde sans pareille, qu'il débite sous un nom pompeux et magnifique; enfin tous les ressorts du charlatanisme le plus odieux sont mis en pratique par des individus qui, lassés de croupir dans une honteuse ignorance, se jouent impunément de la crédulité publique, en dégradant un des arts le plus utile à la société.

Je viens d'esquisser rapidement quelques-unes des erreurs et des préjugés qui coutribuent le plus à déprécier la pharmacie. Mes motifs, en signalant ces aberrations, ont évidemment pour but de les faire abjurer par le petit nombre de ceux qui s'y livrent sans réserve, et je m'es-

timerai heureux si cette peinture naïve peut les rappeler à des sentimens plus nobles; mais si les écarts de quelques hommes font péricliter l'art, il est consolant aussi de penser que les travaux de la très grande majorité de ceux qui s'y sont voués l'ont illustré, non seulement par des études honorables, des découvertes utiles, mais encore par les services éminens qu'ils ont rendus aux sciences et aux arts. Parmi les savans célèbres vivans qui ont été ou qui sont pharmaciens, nous citerons chez l'étranger les noms de *Klaproth*, *Westrumb*, *Trommsdorff*, *Gren*, *Gehler*, *Hermstaedt*, *Rose*, *Vahrin*, etc.; et en France, nous nommerons avec orgueil *Vauquelin*, *Parmentier*, *Deyeux*, membres de l'Institut; *Vanhelmont*, *l'Aubert*, *Bouillon-la-Grange*, *Laugier*, *Cadet de Gassicourt*, *Viray*, *Cureaudeau*, *Boullay*, *Dizé*, *Planche*, *Rouelle*, *Figuier*, *Vogel*, *Pelletier*, *Boudet*, *Derosne*, *Robiquet*, *Clusel*, *Destouches*, *Morelot*, que les sciences pleurent encore, et une foule d'autres qu'il serait superflu

d'énumérer, qui ont, par leurs travaux, reculé les bornes des sciences naturelles et physiques.

Je n'ai fait aucun changement remarquable dans l'ordre que j'avais suivi pour la première édition de cet ouvrage, parceque l'expérience m'a appris que la méthode analytique qui conduit du connu à l'inconnu, est celle qui est la plus propre à développer les idées des jeunes gens, et à propager en eux une instruction solide; mais j'ai donné plus d'expansion à l'ouvrage, en traitant d'un grand nombre de matières fort usitées, que je n'avais pas décrites anciennement; en sorte que tous les produits chimiques susceptibles de présenter quelque intérêt, et qui sont du ressort du pharmacien, se trouvent exposés avec tous les détails que comporte le sujet.

Cette édition est ornée de plusieurs planches, où sont gravés avec beaucoup de soin les différens appareils nécessaires pour l'obtention des composés chimiques que les pharmaciens préparent habituel-

lement. L'explication succincte qui est en regard suffit pour faire connaître toutes les parties des figures.

Les définitions que je donne dans cet ouvrage ne m'appartiennent pas en totalité; j'en ai rapporté plusieurs qui ont été adoptées ou établies par divers auteurs célèbres, sans me permettre aucuns changemens, parceque je suis fermement convaincu qu'il n'y a qu'une seule manière exacte pour les bien rendre. « Une définition, a dit un estimable auteur, est » une espèce d'axiome ou de vérité démontrée, exprimée par un certain nombre de mots, dont l'arrangement doit » rester invariable : semblable à ces formules algébriques qui, depuis leur invention, ont été réproduites dans tous » les traités de mathématiques, sans avoir » rien perdu de leur forme primitive. »

PRÉFACE

DE LA PREMIÈRE ÉDITION.

Un ouvrage purement élémentaire manquait aux élèves qui se destinent à l'étude de la chimie.

En entreprenant celui que je leur offre aujourd'hui, j'ai eu pour but de les amener insensiblement, par une méthode claire, précise et succincte, à ce degré de connaissances premières, si éminemment propres à faciliter l'intelligence de cette science, et à simplifier le travail à force d'évidence.

Pour remplir la tâche que je m'étais imposée, j'ai rassemblé sous un même point de vue les vrais principes que la doctrine moderne a révélés. J'ai analysé ces génies créateurs de la chimie, en ayant soin d'élaguer tout ce qui n'avait point un rapport direct aux élémens.

Je me suis attaché particulièrement aux phénomènes que le jeune pharmacien doit s'empresser de connaître, afin de s'habituer de bonne heure à ne rien préparer empyriquement, et à ne pas se borner, comme il arrive trop souvent, à une manipulation routinière, honteuse, et condamnable.

Aussi, pour ne point le distraire de mon véritable objet, celui de lui infuser, si je puis m'exprimer ainsi, la science préliminaire, je ne me suis point occupé des acides qui ont la terminaison en *eux;* des substances terreuses, et autres corps non employés en pharmacie : ces différentes matières doivent faire partie d'un Cours complet de Chimie, et alors d'une étude subséquente.

J'ai basé la division de cet opuscule sur celle du célèbre *Fourcroy;* elle est assez généralement adoptée. Mais, pour me concentrer encore davantage dans le cercle élémentaire que je m'étais tracé, j'ai distribué mon travail par demandes et par réponses. En effet, cette méthode convient mieux aux commençans : la brièveté qu'elle comporte rend sa théorie plus simple et plus facile à saisir; ses définitions, tout à la fois concises et évidemment explicatives, s'impriment plus facilement dans la mémoire.

Cet essai, que je considérais d'abord comme une tâche peu pénible, m'a bientôt fait sentir qu'il exigeait une force d'application et de persévérance peu compatible avec mon âge, mais le désir prononcé d'être utile à mes condisciples m'ayant suggéré cette entreprise, le même sentiment m'a soutenu pour la conduire à sa fin. Puissé-je avoir atteint mon but !

TABLE

DES ARTICLES

CONTENUS DANS CE VOLUME.

PREMIÈRE PARTIE.

CHAPITRE PREMIER.

CHAPITRE II.

CHAPITRE III.

CLASSE PREMIÈRE.

CHAPITRE IV.

DEUXIÈME CLASSE.

CHAPITRE V.

TROISIÈME CLASSE.

CHAPITRE VI.

CHAPITRE VII.

QUATRIÈME CLASSE.

CHAPITRE VIII.

CINQUIÈME CLASSE.

FIN DE LA TABLE DES ARTICLES.

NOUVEAUX

ÉLÉMENS DE CHIMIE

THÉORIQUE ET PRATIQUE.

PREMIÈRE PARTIE.

CHAPITRE PREMIER.

Définition de la Chimie ; analyse ; synthèse.

QU'EST-CE que la chimie, et quel est son objet ?

La chimie est une science qui apprend à connaître la nature intime des corps, et qui a pour objet leur décomposition et leur recomposition.

Distingue-t-on plusieurs espèces de chimie ?

On distingue huit branches de chimie :

1°. *La chimie philosophique* considère l'ensemble des phénomènes qui servent de base à la théorie générale, et leur application aux opérations de la nature et des arts.

2°. *La chimie météorique* s'occupe des phénomènes qu'on observe dans l'atmosphère.

3°. *La chimie minérale* a pour objet la connaissance des corps minéraux, leur formation, leurs modifications, leurs diverses attractions, et les usages de chacun d'eux : cette partie est très étendue; elle renferme les opérations de la *docimasie* et de la *métallurgie*.

4°. *La chimie végétale* comprend la formation et l'accroissement des végétaux, ainsi que l'analyse de leurs principes, ou matériaux immédiats.

5°. *La chimie animale* examine les composés animaux, détermine leurs principes constitutifs, et décrit la structure et les fonctions des principaux organes.

6°. *La chimie pharmacologique;* celle-ci comprend la préparation des médicamens en général, et l'étude des différentes combinaisons de toutes les matières qui composent les mélanges des corps simples. Cette partie de la chimie étend son domaine sur une immensité d'objets, et est susceptible d'une foule d'applications, car la plus simple opération pharmaceutique offre des circonstances qu'il importe de reconnaître soigneusement.

7°. *La chimie manufacturière,* ou *technologique,* décrit les procédés des arts, et les

simplifie. C'est par son étude qu'on est parvenu, de nos jours, à donner aux différens produits de notre industrie un degré de perfection qui avait été inconnu jusqu'alors.

8°. *Enfin la chimie économique*, celle qui, en nous donnant les moyens de satisfaire nos besoins, s'occupe des procédés les plus salubres, les plus économiques, et les plus propres à perfectionner nos usages domestiques.

Quelques personnes distinguent encore la chimie *légale* ou *judiciaire*, et la chimie *physiologique*.

Quel est le but de la chimie?

C'est de reconnaître la nature et les propriétés des corps. Pour parvenir à ce but, la chimie emploie deux grands moyens : l'*analyse* et la *synthèse*.

Qu'est-ce que l'analyse?

L'analyse est l'art de séparer d'un composé les substances plus simples dont il est formé.

Distingue-t-on plusieurs espèces d'analyses?

L'analyse, considérée sous le rapport des procédés opératoires, est distinguée en analyse mécanique, analyse spontanée ou naturelle, analyse par le feu, et analyse par les réactifs; et, par rapport aux résultats qu'elle fournit, en analyse immédiate ou prochaine, analyse

médiate ou éloignée, analyse simple ou vraie, et analyse fausse ou compliquée.

1°. *L'analyse mécanique* est celle qui s'exécute par des moyens mécaniques, tels que le broiement, le lavage, la filtration, la pulvérisation, etc., etc.

2°. *L'analyse spontanée* ou *naturelle*, celle qui s'opère par les seuls efforts de la nature, et sans moyens chimiques; la décomposition des substances animales ou végétales privées du principe vital, et abandonnées, offre l'exemple d'une analyse spontanée.

3°. *L'analyse par le feu*, celle au moyen de laquelle on opère la séparation des principes, en accumulant du calorique dans les corps (1).

---

(1) L'analyse par le feu a été exclusivement employée autrefois, et long-temps les chimistes ont cru que c'était le seul moyen que la nature avait mis à leur disposition pour opérer la séparation des principes. Mais depuis la naissance de la nouvelle doctrine pneumatique, cette analyse est beaucoup moins usitée, parcequ'on a reconnu qu'en dénaturant tous les corps, elle donnait lieu à la naissance d'une infinité de produits étrangers; et on ne la regarde plus aujourd'hui que comme un des moyens qui doit concourir, avec beaucoup d'autres, à la véritable décomposition des corps.

Cette méthode analytique, quoique essentiellement

4°. *L'analyse par les réactifs*, celle que l'on obtient en mettant le corps qu'il s'agit d'analyser en contact avec d'autres corps dont on connaît la nature, de manière à pouvoir étudier leurs réactions réciproques.

5°. *Analyse immédiate* ou *prochaine*, la première séparation qu'on opère des matières formant les composés les plus compliqués; telle est l'extraction des composés végétaux des parties des plantes qui les contiennent.

Les sucs végétaux renferment de la fécule, du mucilage, des sels, etc., etc. Ces matières, comme on sait, sont elles-mêmes des corps composés, dont on ne peut connaître la nature particulière que par une nouvelle analyse.

---

vicieuse, a cependant subsisté un grand nombre d'années; et, en perpétuant une foule d'erreurs et d'hypothèses ridicules, elle a singulièrement retardé lés progrès de la science, en écartant de son sein plusieurs illustres personnages. C'est ainsi que *Jean-Jacques Rousseau*, après en avoir fait une étude toute particulière, la rejeta avec dédain, ayant soumis à l'analyse un gâteau, qui, décomposé, ne put être rendu à son état primitif..... La décomposition seule, fruit de cette expérience, fit dire à ce grand homme qu'une science qui n'avait pour but que la *destruction* était indigne d'un savant....... Mais, oh combien eût été différente l'opinion de ce philosophe, s'il eût connu les bases immuables sur lesquelles l'ont posée les célèbres chimistes modernes!

« Cette analyse ne diffère de la mécanique, » dit Fourcroy, que parcequ'elle la suit pres- » que toujours, et parcequ'on y emploie sou- » vent d'autres moyens que ceux qui servent » à celle-là. »

6°. *Analyse médiate* ou *éloignée*, celle qui, opposée à la prochaine, examine la nature des matériaux obtenus par cette dernière, pour en connaître la composition intime.

7°. *Analyse simple* ou *vraie*, l'opération par laquelle on sépare les principes constitutifs d'un corps, sans qu'ils aient subi aucune altération.

Le caractère auquel on reconnaît ce genre d'analyse consiste à réunir, par un procédé convenable, les produits qu'elle a fournis, de manière à reproduire un composé tout-à-fait semblable, et qui jouisse des mêmes propriétés que le corps analysé; par exemple, le *sulfure de potasse* est composé de *potasse* et de *soufre*. Si on combine de nouveau ces deux substances, en les faisant fondre dans un creuset, on formera un corps qui sera en tout semblable à celui qu'on a décomposé, etc.

L'analyse du cinabre donne pour résultat du *soufre* et du *mercure*. Ces deux corps, mélangés et sublimés, reproduisent du cinabre parfaitement semblable à celui qu'on a décomposé.

8°. *Analyse fausse* ou *compliquée*, celle qui donne des produits altérés, ou qui n'existaient pas tels, et dont l'assemblage ne peut plus former les corps dont ils ont été extraits : plusieurs minéraux, et toutes les matières animales et végétales ne peuvent être analysées que de cette manière. C'est ainsi que, lorsqu'on distille une substance végétale, de la gomme, par exemple, on a pour produit de l'eau, de l'acide pyromuqueux, de l'huile, du gaz acide carbonique, du gaz hydrogène, etc., etc. Ces principes, comme on le sait, n'existaient pas ainsi dans ce corps ; ils se sont formés pendant l'opération (1)

Quelles sont les substances qu'on emploie pour analyser ?

Presque toutes les substances chimiques peuvent, entre les mains d'un praticien éclairé, servir pour analyser, parceque cette opération est toujours fondée sur l'action que les corps exercent les uns sur les autres, et sur

(1) Quelques personnes désignent encore l'analyse minérale, c'est-à-dire celle qui a pour objet la connaissance des fossiles ; l'analyse végétale, celle qui s'occupe des végétaux ; et l'analyse animale, celle qui s'opère sur des matières animales : mais ces distinctions sont si simples, que, par leur seule dénomination, on les mentionne facilement.

leurs diverses attractions chimiques. Cependant il y a des corps très actifs, dont la composition est parfaitement connue, et qui sont particulièrement employés pour cet effet; on les appelle *réactifs* (Voyez ce mot à l'article *Eaux minérales*).

Qu'est-ce que la synthèse?

La synthèse est l'opération qui sert de preuve à l'analyse. Ainsi, lorsque le chimiste a séparé les molécules élémentaires d'un corps, il cherche, par un procédé convenable, à reformer le corps qu'il a détruit : dans ce cas, il forme l'opération qu'on nomme synthèse.

La synthèse, qui est opposée à l'analyse, a lieu dans une infinité de circonstances; et, en analysant un corps, on fait bien des synthèses, car l'ordre et la proportion des principes qui existent dans les corps qui subissent l'opération de l'analyse étant détruits, le mode de composition doit être différent : c'est ainsi que, lorsqu'un corps renferme trois ou quatre substances, deux ou trois se réunissent assez souvent, pendant qu'on isole la quatrième de manière à faire naître différens produits qui n'existaient pas auparavant. Cependant la synthèse peut s'opérer purement et simplement sur des corps composés, mais dont les molécules intégrantes restent dans leur état primitif:

tels sont, par exemple, les corps pris dans la classe des minéraux.

§. Ier.

Des Attractions, ou Affinités chimiques; Attraction d'agrégation; Attraction de composition.

Qu'est-ce que l'attraction?

L'attraction est une force naturelle qui tend à rapprocher et à unir les corps de la nature (1).

Distingue-t-on plusieurs espèces d'attractions?

Les physiciens reconnaissent et distinguent deux genres d'attractions chimiques; savoir : l'attraction de *cohésion* ou d'*agrégation*, et l'attraction de *composition*.

---

(1) Tous les corps de l'univers ont une impulsion naturelle à se rapprocher, à se combiner; tous s'attirent avec une énergie plus ou moins grande; mais cette affection, cette tendance à l'union, produit ses effets sur des masses considérables, et à de grandes distances, telles que la terre, la lune, etc., etc.; ou sur des parties infiniment petites qu'on appelle molécules. Dans le premier cas, cette force est l'attraction proprement dite, ou la gravitation; et dans le second, c'est l'attraction, ou affinité chimique.

Quelques chimistes distinguent encore, d'après *Bergmann*, l'attraction *élective simple*, l'attraction *élective double* ou *complexe*, et l'attraction d'*intermède*; et avec *Kirwan*, les attractions ou forces *quiescentes* et *divellentes*.

L'attraction d'agrégation, ou de cohésion, est le rapprochement et l'assemblage de molécules similaires pour former un tout : deux globules de mercure forment, par leur union, un être dont la masse et le volume sont augmentés, et constituent ainsi un agrégé.

Chaque globule dont la réunion forme un agrégé, porte le nom de *parties intégrantes*.

On distingue quatre genres d'agrégés, savoir : l'agrégé solide, comme le bois, le cristal; l'agrégé mou, comme la colle, la gelée de viande; l'agrégé liquide, comme l'eau, le sirop; l'agrégé gazeux, comme l'air et les fluides élastiques.

Quelques chimistes distinguent encore les agrégés en réguliers, irréguliers, et organiques (1).

---

(1) Il est essentiel de ne pas confondre l'agrégé avec l'*amas*, et celui-ci avec le *mélange*. Dans l'amas, les parties intégrantes n'ont aucune union entre elles; elles sont mobiles et indépendantes les unes des autres. Le mélange offre toujours dans sa composition la réunion

De quelle manière procède-t-on à la destruction de l'agrégé ?

On détruit l'attraction d'agrégation en présentant à l'agrégé une force capable de faire varier et de détruire la puissance qui tient unies entre elles les molécules intégrantes. Les opérations mécaniques qui ont pour objet de diviser les corps, et de les réduire en particules d'une grande ténuité, telles que la pulvérisation, la porphyrisation, l'action de la lime, de la râpe, et des ciseaux, sont à cet effet employées chaque fois qu'il est nécessaire de faire présenter plus de surface aux matières que l'on veut soumettre à l'action des agens chimiques.

Qu'est-ce que l'attraction de composition ?

C'est celle qui s'exerce entre des molécules dissimilaires ; cette attraction préside aux compositions et décompositions chimiques. Pour qu'elle ait lieu, il faut qu'au moins un des corps mis en contact soit liquide.

L'attraction de composition diffère de l'attraction de cohésion, en ce qu'elle agit sur des parties dissemblables, et donne des composés

---

de molécules hétérogènes ou dissemblables, telles que de la poudre à canon, et toutes les poudres pharmaceutiques, etc.

hétérogènes, et très différens de chacune des matières qui les constituent; tandis que l'attraction d'agrégation exerce ses effets sur des particules semblables, qu'elles soient simples ou composées, et fournit des produits homogènes. C'est, comme on l'a dit, l'attraction de cohésion qui unit entre elles les parties d'un corps, et c'est le pouvoir de l'attraction de composition qui constitue un corps composé, c'est-à-dire formé de divers principes.

Qu'est-ce que l'attraction élective simple?

C'est la séparation de deux corps unis ensemble par l'addition d'un troisième qui a plus d'affinité avec l'un des deux.

Si, dans la dissolution d'un métal dans un acide, on ajoute une solution alcaline, il se déplace un corps qui, à raison de sa pesanteur spécifique, tombe au fond du liquide, et forme un *précipité;* ce phénomène offre l'exemple d'une attraction d'élection.

C'est ainsi qu'en plongeant une lame de couteau dans une dissolution de cuivre par l'acide nitrique, l'acide abandonne le cuivre pour se porter sur le fer avec lequel il a une plus grande attraction, et laisse reparaître, dans son état de simplicité, le métal qu'il tenait en dissolution, c'est-à-dire que la lame du couteau se recouvre d'une fine pellicule de cuivre.

Qu'est-ce que l'attraction élective double ?

L'attraction élective double est l'action qui a lieu, quand on met en contact quatre corps de nature différente, pour en décomposer un qui ne pourrait l'être par aucun des mêmes corps isolés.

On remarque quelquefois qu'un composé de deux corps ne peut être désuni par l'addition d'un troisième, ni d'un quatrième, dans l'état d'isolement, mais que le mélange de ces mêmes corps, combinés et mis en contact avec le premier, donne lieu à une décomposition ou un ordre d'attraction différent.

EXEMPLE :

Le sulfate de soude, en solution dans l'eau, ne peut être décomposé par la chaux, ni par l'acide nitrique séparément ; mais, si l'on ajoute la combinaison de ces deux corps (*nitrate de chaux*), il y aura échange de bases, formation de nitrate de soude, et précipitation de sulfate de chaux.

En examinant les phénomènes qui ont lieu dans cette opération, on reconnaît qu'il y a en action deux forces, deux attractions ; 1°. celle qui tend à retenir unis deux à deux les corps, et qui les fait rester en repos, on l'appelle *attraction quiescente ;* 2°. celle qui

tend à les désunir, ou fait qu'ils se combinent dans un ordre différent, elle est nommée *attraction divellente;* il suit de là, que la décomposition d'un corps ne peut avoir lieu qu'autant que les *attractions* quiescentes sont vaincues par les *attractions* divellentes.

On opère encore l'*attraction* double ou complexe, dans la fameuse opération du *miraculum chemicum*, qui consiste à mêler une dissolution de carbonate de potasse, avec du muriate de chaux, qui produit la conversion instantanée de deux liquides diaphanes en une matière pierreuse solide.

Les chimistes, et particulièrement *Bergmann*, pour concevoir ou mieux apprécier les forces qui ont lieu dans les attractions électives, et autres dépendantes de ce phénomène, ont figuré des tableaux qu'on appelle *formules*, lesquels, par leur simplicité, rendent le jeu des attractions facile à saisir. Nous représenterons ici une formule pour les terres et les alcalis, et une pour les métaux (1).

---

(1) D'après M. *Berthollet*, les dénominations d'*affinités doubles* sont inconvenables et inadmissibles, parceque les nouvelles combinaisons qui ont lieu dans le mélange de deux corps formés de deux principes, ne pouvant pas varier dans l'ordre de leurs parties constituantes par les seules forces de l'affinité, le résultat ne

Exemple pour les terres et les alcalis.

Acétate de potasse.

Acétate de chaux.

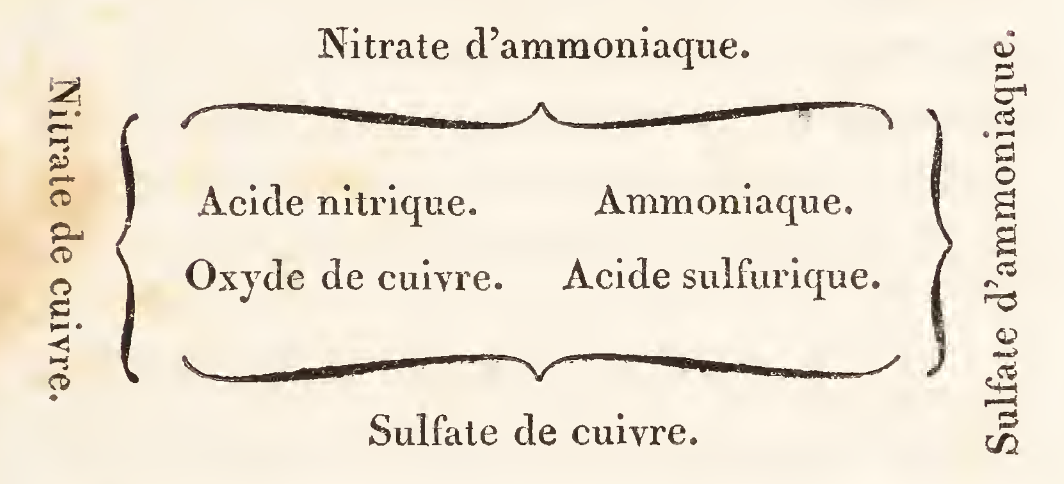
Acide acétique. Potasse.

Chaux. Acide sulfurique.

Sulfate de potasse.

Sulfate de chaux.

Exemple pour les métaux.



Qu'est-ce que l'attraction d'intermède?

C'est une opération, au moyen de laquelle on dispose deux corps à s'unir par l'intermède d'un troisième.

---

peut être qu'un être de même nature; et si, par cette opération, de nouvelles combinaisons ont lieu, elles dépendent de certaines puissances qui modifient celles de l'affinité : telles sont la solubilité, la cristallisation, etc., etc.

Le pouvoir de cette attraction exerce ses effets envers des corps qui n'ont aucune affinité l'un pour l'autre, qui paraissent même se répugner; c'est ainsi que l'eau et l'huile ne peuvent contracter d'union que par l'intermède d'un alcali, que la térébenthine ne se dissout dans l'eau que par l'addition d'un jaune d'œuf, etc., etc. (1).

---

(1) M. *Berthollet* s'est beaucoup occupé de la théorie des affinités, et a répandu de grandes lumières sur cette partie. D'après ce savant, il faut bien se garder de considérer cette force comme la seule cause qui préside à la composition et à la décomposition des corps; et il ne faut, au contraire, entendre, par l'affinité d'une substance, que la puissance chimique qu'elle exerce dans une circonstance donnée. C'est ainsi que le rapport des masses, la cohésion, la température, l'élasticité, l'efflorescence, la liquidité, et l'état gazeux, influent sensiblement sur les phénomènes de cette opération; ces agens modifiant toujours, ou s'opposant à la force d'affinité.

A l'égard des corps à l'état gazeux, M. *Berthollet* remarque que la condensation de leurs parties constituantes fait naître une puissance d'attraction nouvelle, ou très différente de celle qui existait auparavant, c'est-à-dire dans leur état de fluide aériforme.

Les recherches de M. *Berthollet*, sur les phénomènes que présentent les affinités chimiques, ont jeté un grand jour sur leur théorie, et sont, sans contredit, de la plus grande importance; mais ne pouvant, dans un ouvrage

L'attraction de composition ayant été reconnue constante et invariable dans ses effets, Fourcroy a établi dix lois qui offrent très exactement l'ensemble de tous les phénomènes chimiques, et qui peuvent être considérées comme les *axiomes* fondamentaux de la science. Nous les décrirons ici très succinctement.

PREMIÈRE LOI.

L'Attraction de composition n'a lieu qu'entre les Corps de nature différente.

Cette première proposition est invariable et générale. En effet, on sait que si on combine deux corps semblables, il en résulte un agrégé d'un plus grand volume, sans changement dans les molécules intégrantes; il n'en est pas ainsi, lorsqu'on met en contact deux corps de nature différente, tels, par exemple, qu'un acide avec un alcali, etc.

---

de la nature de celui-ci, qu'en donner des généralités très vagues, nous renvoyons, pour de plus grands développemens, aux écrits même de ce célèbre professeur, et nommément à sa *Statique chimique*.

DEUXIÈME LOI.

L'Attraction de composition n'a lieu qu'entre les dernières molécules des corps.

Les chimistes ne parviennent à combiner une infinité de corps, qu'en les réduisant à un degré de finesse extrême, et les mettant même quelquefois en contact les uns avec les autres, à l'état aériforme. Tels sont les procédés qu'on emploie pour opérer la combinaison du mercure avec l'acide oxi-muriatique, du soufre avec l'alcohol.

Il est essentiel de remarquer cependant, que la proposition de cette loi semble offrir quelques exceptions. Car on connaît des corps capables de se combiner à l'état solide, pour prendre la forme liquide; tel est, par exemple, le mélange du muriate d'ammoniaque avec la chaux, qui laisse dégager du gaz ammoniacal; tel est encore le mélange de la glace avec le muriate de chaux, etc.

TROISIÈME LOI.

L'Attraction de composition peut avoir lieu entre plusieurs corps.

L'alliage de *Darcet* (1), du cuivre avec l'étain, et généralement de tous les métaux, prouve la vérité de cette loi.

Les combinaisons des acides avec les bases alcalines, peuvent encore servir d'exemple (2).

QUATRIÈME LOI.

Pour que les Corps s'unissent chimiquement, il faut que l'un des deux, au moins, soit liquide ou fluide.

Une foule d'observations démontre très exactement que deux corps solides ne peuvent entrer en combinaison parfaite l'un avec l'autre, il faut, comme cela se pratique dans la solution, que l'un des deux soit fluide; plus la fluidité est grande, mieux l'effet s'opère promptement. C'est ainsi, par exemple, que

---

(1) Cet alliage est formé de deux parties de bismuth, cinq de plomb, et trois d'étain; il a la propriété d'entrer en fusion à la température de l'eau bouillante.

(2) Quand un corps est formé de deux parties, on l'appelle composé *binaire;* de trois, composé *ternaire;* de quatre, composé *quaternaire*, etc., etc.

le sucre, qui ne peut s'unir à la glace, fond facilement dans l'eau; que l'acide sulfurique, étendu d'eau, dissout le fer avec beaucoup d'énergie, tandis que l'opération est longue et incomplète, lorsque ce liquide est concentré; que la soude et la silice ne se combinent pour former le verre, que par l'action du calorique qui liquéfie une de ces substances, etc.

CINQUIÈME LOI.

Lorsque l'Attraction de composition a lieu entre plusieurs corps, leur température change dans l'instant de leur union.

La température des corps qui se combinent peut être de deux manières, c'est-à-dire que, si le composé a besoin de calorique pour sa formation, il y a production de froid, comme cela arrive quand on dissout du muriate d'ammoniaque dans l'eau, et comme on le remarque encore dans le mélange d'une partie de glace avec une partie d'eau, à soixante degrés de Réaumur, qui fait descendre le thermomètre à zéro, la combinaison ayant absorbé soixante degrés de chaleur; le dégagement du calorique a lieu, au contraire, dans l'effet opposé. C'est ainsi qu'en mêlant quatre parties d'acide sulfurique concentré avec une d'eau, il y a production de chaleur, et émission considé-

rable de calorique; que l'extinction de la chaux vive produit une grande chaleur, etc.

SIXIÈME LOI.

Deux ou plusieurs Corps qui se sont unis par l'Attraction de composition, forment un être différent par la saveur, la couleur, l'odeur, la forme, la consistance, etc.

La connaissance de cette loi, très remarquable en chimie, est infiniment précieuse aux pharmaciens, car souvent, de l'union de deux corps innocens, il résulte un composé actif, vénéneux; comme aussi la combinaison de quelques substances inertes ou insipides, donne des produits spécifiques, et d'un effet très opposé à la nature des matières constituantes.

1°. Par la saveur, la combinaison de l'acide oxi-muriatique avec la potasse, donne un corps d'une saveur très caustique, et qui est un poison violent; il résulte cependant de deux substances qui ne peuvent être préjudiciables à l'économie animale.

2°. Par la couleur, la combinaison de l'acide gallique avec le sulfate de fer, produit, comme on sait, l'encre; cependant ces corps sont transparens et peu colorés.

3°. Par l'odeur, l'acide muriatique, uni à

l'ammoniaque, donne naissance à un corps qui ne jouit d'aucune odeur marquée; cependant il provient de deux substances très pénétrantes.

Le mélange du soufre et de la potasse humectée, forme, au contraire, un corps d'une puanteur effroyable, quoiqu'il résulte de deux matières qui n'ont presque point d'odeur.

4°. Par la forme. Elle varie à l'infini, et dépend de la nature des corps qu'on a combinés, comme on peut s'en convaincre à l'égard de l'opération qu'on nomme cristallisation des sels.

5°. Par la consistance. Elle est solide dans la combinaison de l'acide sulfurique concentré avec une solution concentrée de potasse; liquide dans l'amalgame en proportion convenable de bismuth et de mercure (1).

---

(1) D'après l'énoncé de cette loi, on voit combien était ridicule l'opinion des anciens, qui croyaient que les propriétés des corps étaient moyennes de celles des composans, et que l'on pouvait, à l'aide de l'observation, deviner les vertus et les propriétés d'un composé par les qualités qu'avaient les matières qui entrent dans sa composition. On sent combien cette erreur a dû être funeste aux progrès de la science, et combien la sagacité des chimistes modernes a dû s'exercer pour détruire cette vieille théorie, qui a été d'ailleurs préconisée par plusieurs chimistes recommandables, et notamment par le célèbre *Stalh*.

SEPTIÈME LOI.

La force d'Attraction de composition se mesure par la difficulté que l'on a à séparer les composans.

Il est des corps qui s'unissent avec une très grande activité, et dont on sépare les principes avec beaucoup de facilité; d'autres, au contraire, se répugnent, se combinent avec lenteur, et ont entre eux un attachement et une tenacité extrême. Ainsi, la seule manière exacte de reconnaître la force attractive des corps est de mesurer, de considérer les difficultés qu'on éprouve à séparer les principes constitutifs, et non l'énergie qu'ils mettent à se combiner.

L'acide nitrique, qui s'unit très aisément avec le mercure, l'abandonne avec une extrême facilité; l'acide muriatique, au contraire, qui s'y unit lentement, et avec peine, y adhère avec une très grande énergie.

HUITIÈME LOI.

Il y a entre tous les Corps de la nature une Attraction de composition bien différente.

On conçoit que, si tous les corps jouissaient entre eux de la même force d'attraction, il n'y aurait dans la nature nuls changemens, nulles

combinaisons ; les compositions n'existeraient pas ; il n'y aurait que des corps simples. Mais l'adhérence, qui unit les corps, n'est pas la même pour tous ; elle dépend de certains choix, certaines préférences. C'est ainsi qu'il est des substances qu'on ne peut unir qu'à l'aide de moyens longs et pénibles, et qu'un grand nombre de corps ne peuvent être combinés directement par aucuns moyens de l'art : ce dernier cas se remarque particulièrement à l'égard du mercure et du fer, de l'huile et de l'eau, etc. C'est par le concours simultané des différentes attractions qu'on peut former différens corps avec les mêmes matières.

NEUVIÈME LOI.

L'Attraction de composition est en raison inverse de la saturation des Corps les uns par les autres.

L'énoncé de cette loi, plus abstraite et plus compliquée que la précédente, renferme deux faits qu'on rencontre dans toutes les combinaisons. Ainsi il faut d'abord savoir, 1°. que tous les corps, en se combinant, admettent des proportions de principes plus ou moins considérables, et propres à chacun d'eux ; proportions au-delà desquelles ils ne peuvent

plus en prendre. Cette faculté constitue l'opération qu'on appelle *saturation*. Saturer un corps, c'est lui combiner un autre corps, de manière que son attraction de composition soit entièrement satisfaite ; c'est établir l'union de deux matières, sans que l'une domine sur l'autre. 2°. Il faut encore entendre que les premières molécules d'un corps qui s'unit à un autre, pour opérer la saturation, y adhèrent plus fortement que les secondes ; celles-ci plus que les troisièmes, et ainsi de suite ; et que, plus on approche du terme de la saturation, plus est faible l'attraction de combinaison. En effet, on remarque, dans une infinité de circonstances, qu'un corps combiné jusqu'à saturation parfaite, abandonne avec beaucoup de facilité l'un de ses composans, et qu'on éprouve, au contraire, de très grandes difficultés à séparer ses dernières molécules de décomposition, ou, si l'on veut, ses premières de combinaison. C'est ainsi que, si l'on verse de l'acide sulfurique sur du mercure, on obtient, à l'aide du calorique, de l'acide sulfureux, et du sulfate de mercure. L'acide a été en partie décomposé ; son oxigène a oxidé le mercure, qui s'est ensuite dissous pour former un sulfate. Il résulte de ce fait que les dernières molécules d'oxigène tiennent plus fortement

au soufre que les premières, puisque celles-ci ont abandonné cette base dès le commencement de l'opération. Il est donc évident, d'après tout ce qui précède, que les premières molécules qui s'unissent à un corps, y tiennent bien plus fortement que les dernières, que plus on approche de la saturation, moins elles sont combinées, et qu'on éprouve de très grandes difficultés à séparer les dernières parties d'un composé.

DIXIÈME ET DERNIÈRE LOI.

Il y a entre les corps, qui ne peuvent pas se décomposer d'abord, une Attraction prédisposante qui détermine la décomposition.

Cette attraction, que *Fourcroy* a nommée *prédisposante*, ne peut être bien saisie que par ceux qui, déjà versés dans la connaissance de la chimie, en approfondissent la théorie. Elle a lieu entre des corps qui sont inhabiles à se combiner immédiatement, mais qui acquièrent cette propriété par la présence d'un quatrième corps, qui fait naître des décompositions qui ne pourraient pas avoir lieu sans l'addition d'un nouveau. Cette attraction, qui semble se rapprocher de l'attraction élective double, en diffère en ce que l'on emploie,

comme agent simple, un corps d'une composition double, tel que l'eau, qui est composée d'oxigène et d'hydrogène, et que les résultats auxquels elle donne lieu ne sont pas des composés *binaires*, c'est-à-dire formés de deux principes. Exemple : l'eau et le fer ne se combinent directement par aucun moyen de l'art; mais si l'on ajoute de l'acide sulfurique, celui-ci *dispose* le fer à décomposer l'eau; le métal s'empare de l'oxigène libre, s'oxide, et se dissout ensuite dans l'acide, avec lequel il forme un sulfate, et il y a, pendant l'opération, dégagement d'hydrogène. Autre exemple : le soufre à l'état naturel ne décompose pas l'eau, parceque ce corps a moins d'attraction pour l'oxigène que n'en a l'hydrogène; mais le sulfure de soude décompose ce liquide, quoique l'alcali ne jouisse d'aucune attraction pour l'hydrogène. Cet effet est produit par une double attraction du soufre pour l'oxigène de l'eau, et de l'alcali pour l'acide sulfurique; aussi y a-t-il formation de sulfate de soude, et dégagement de gaz hydrogène sulfuré. Enfin, pour dernier exemple, l'acide carbonique, qui ne peut être décomposé par le phosphore, l'est très bien par la combinaison de cette substance avec la soude ou la chaux.

Quelle est l'utilité des attractions chimiques?

Comme les attractions, en général, sont les points capitaux qui renferment l'explication de tous les phénomènes de la science, leur connaissance est utile, et même indispensable; et il est impossible de décrire aucune théorie de la science, si l'on n'a fait une étude spéciale de la différence qui existe entre elles; car, comme l'a observé très judicieusement M. *Chaptal*, si les affinités des corps étaient parfaitement connues, on pourrait prédire le résultat de toutes les opérations.

Quel est le meilleur moyen pour apprendre à bien connaître les attractions chimiques?

C'est d'observer soigneusement ce qui se passe dans différentes opérations pratiques; bien examiner les phénomènes qui ont lieu dans la précipitation d'un corps par un autre, et la nature des précipités obtenus; apporter une attention particulière à l'étude du code des lois chimiques; étudier avec beaucoup de persévérance et d'application les écrits des chimistes qui ont traité cette partie, tels que *Bergmann*, *Kirwan*, *Lavoisier*, *Guyton-Morveau*, et sur-tout les différens mémoires de M. *Berthollet*, sur les phénomènes que présentent les affinités.

Affinités exprimées par des nombres, de cinq acides, et de sept bases, d'après M. Guyton de Morveau.

(Par nombres, on entend la force attractive de la base pour l'acide; de sorte que, quand on veut désigner l'affinité d'une base pour un acide, on emploie un nombre plus ou moins considérable, suivant que l'attraction est forte entre cette base et l'acide.)

AFFINITÉS DE L'ACIDE sulfurique.		AFFINITÉS DE L'ACIDE nitrique.		AFFINITÉS DE L'ACIDE muriatique.		AFFINITÉS DE L'ACIDE acétique.		AFFINITÉS DE L'ACIDE carbonique.	
Baryte	66	Baryte	62	Baryte	36	Baryte	28	Baryte	14
Potasse	62	Potasse	58	Potasse	32	Potasse	26	Potasse	9
Soude	58	Soude	50	Soude	31	Soude	25	Soude	8
Chaux	54	Chaux	44	Chaux	24	Chaux	19	Chaux	12
Ammon.	46	Ammon.	38	Ammon.	21	Ammon.	20	Ammon.	4
Magnésie	50	Magnésie	40	Magnésie	22	Magnésie	17	Magnésie	6
Alumine	40	Alumine	36	Alumine	18	Alumine	15	Alumine	2

CHAPITRE II.

Opérations préliminaires de la Chimie.

§. Ier.

De la Dissolution (1).

Qu'est-ce que la dissolution ?

La dissolution est une opération par laquelle les parties d'un corps solide sont séparées

(1) Comme il est essentiel que les jeunes élèves auxquels nous consacrons spécialement notre ouvrage, aient des notions exactes sur les opérations primitives de la chimie qui se rapportent à l'analyse et à la synthèse, nous croyons qu'il est important, avant de procéder à l'examen des autres matières, d'exposer sommairement la théorie de celles qui offrent des applications multipliées; telles sont la dissolution, la précipitation, la sublimation, et la filtration. Plusieurs autres opérations de ce genre, que nous passons sous silence, présentent cependant le plus grand intérêt, et sont même d'une indispensable nécessité pour les commençans. Parmi celles-ci, nous distinguerons, par exemple, la torréfaction, la fusion, la vitrification, l'incinération, l'évaporation, pour les opérations qu'on pratique à l'aide du feu; la lixiviation, la macération, l'infusion, la digestion, la décoction et l'extraction, pour celles qui s'opèrent par l'intermède de l'eau et des différens liquides. Quoi

les unes des autres, et fondues dans un liquide.

Y a-t-il quelque différence entre la solution et la dissolution?

Quelques chimistes distinguent encore ces deux opérations l'une de l'autre; ils considèrent la solution une opération mécanique, au moyen de laquelle les corps sont réduits en molécules extrêmement fines, sans changement de nature; et la dissolution, une opération qui donne naissance à un composé qui diffère du corps dissolvant et du corps dissous. Ainsi, dans la solution, la cohésion du corps sur lequel on opère étant seulement vaincue par l'attraction du liquide, le résultat est un corps homogène. On peut se convaincre de cette vérité par une expérience fort simple. Si, dans une solution de sulfate de potasse dans l'alcohol, on verse de l'eau, le sel se précipite en raison de l'affinité de l'alcohol pour

---

qu'il en soit, toutes ces opérations, dont nous admettons l'extrême importance, n'ont pas été traitées en détail ici, parceque leur exposition aurait été en quelque sorte étrangère au but que nous nous sommes proposé, et que, d'ailleurs, on les trouve on ne peut mieux définies dans les Elémens de Pharmacie de M. *Carbonell*.

l'eau plus grande qu'avec le sel. Le précipité, recueilli et examiné, présente tous les caractères qui lui appartiennent; on a même assuré que chacune de ses mòlécules avait la configuration naturelle au sel.

Quelles sont les conditions nécessaires pour que la dissolution ait lieu?

Il faut que les deux corps que l'on met en contact aient de l'affinité entre eux; que l'un des deux soit liquide, et que le solide soit en petits fragmens, afin qu'il présente plus de surface; car on a remarqué que certains corps, indissolubles en masses, deviennent très solubles lorsqu'on a multiplié leur point de contact, c'est-à-dire qu'on les a disgrégés, réduits en molécules fines (1).

Quels sont les phénomènes qui ont lieu pendant la dissolution?

Les phénomènes qu'on remarque pendant la dissolution varient, et dépendent de la nature et de l'état des solides ou des liquides; c'est

(1) Les corps ne sont pas seulement liquéfiés dans les liquides par rapport au point de contact qu'ils présentent, mais encore par leur consistance plus ou moins solide. Ceux dont les molécules intégrantes sont peu rapprochées, ou sont déjà saturées d'une certaine quantité d'eau, se dissolvent très facilement, en raison de leur peu de cohésion.

ainsi, par exemple, que, quand on met un métal dans un acide, il s'oxide d'abord, et ensuite se dissout; mais il y a, pendant l'opération, un mouvement d'effervescence assez considérable; tandis que, si ce métal a été primitivement oxidé, la dissolution a lieu beaucoup plus lentement, et sans effervescence apparente. L'effervescence qui se manifeste dans la dissolution des métaux, provient de l'absorption qu'ils font de l'oxigène qu'ils enlèvent à un principe qui prend la forme de fluide élastique, ou est le résultat de la décomposition partielle des acides, ou de l'eau qu'ils contiennent, et assez souvent aussi celui de la décomposition de l'un et de l'autre de ces deux liquides.

Quel est le mode d'agir des corps pendant la dissolution?

Dans la dissolution, l'action combinante des corps est égale, et la distinction des anciens chimistes, en corps dissolvant et corps dissous, n'est pas exacte, parcequ'elle suppose dans le liquide une force, une puissance supérieure à celle qui existe dans l'agrégé solide; ce qui n'est certainement pas. Ainsi donc, dans toutes dissolutions, il n'y a pas plus d'efforts de la part du liquide que de la part du solide : la tendance à l'union est égale,

réciproque; et les expressions de *corps actif* et *corps passif*, doivent être bannies pour toujours du langage chimique (1).

Quels sont les principaux dissolvans (2)?

---

(1) On a jusqu'à ce jour attribué la disgrégation des solides à la puissance dissolvante des liquides; mais c'est par erreur. Si l'on met sur un solide une petite quantité d'eau, l'attraction moléculaire ne sera pas détruite; le liquide sera absorbé, et, par cela même, la disgrégation du solide plus prochaine; mais sa puissance sera encore prédominante. Si l'on ajoute progressivement de nouvelles quantités d'eau, l'attraction des parties constitutives du solide sera de plus en plus diminuée, et, en ne mettant que les proportions d'eau convenables pour ne point détruire entièrement la force de cohésion, les corps prendront un état d'équilibre qui subsistera tant que les conditions propres à le maintenir ainsi ne seront point détruites, c'est-à-dire que la température, ou la quantité de liquide ne seront pas augmentées; car, alors, il en résulterait un autre état, et l'action du liquide vaincrait la puissance agrégative du solide.

Ce court exposé prouve qu'une petite quantité d'eau ajoutée sur un solide tend à en écarter les molécules, sans cependant les désunir entièrement; qu'une plus grande quantité établit deux forces opposées, mais qui restent en équilibre jusqu'à ce que l'harmonie soit détruite; et, enfin, que le solide a autant de puissance que le liquide, et que ce n'est que par une plus grande proportion de ce dernier, que sa disparution entière a lieu dans le liquide.

(2) Nous faisons observer que nous n'attachons d'autre

Ceux qui agissent avec le plus d'énergie sont le calorique et les acides; ces derniers ont particulièrement de l'action sur les substances terreuses, alcalines et métalliques, et forment des dissolutions qui, rapprochées, laissent déposer des sels. Les alcalis sont aussi des dissolvans puissans, qui ont particulièrement de l'action sur une infinité d'oxides. L'eau a été appelée par les anciens le dissolvant universel: elle a de l'action sur presque tous les corps de la nature; et sous ce rapport, elle est fréquemment employée dans les opérations du laboratoire.

L'énergie des liquides dissolvans est-elle la même à l'égard des différentes substances?

L'effet des corps dissolvans est plus ou moins énergique, et dépend de leurs attractions avec les matières à dissoudre; de là viennent les opérations lentes que l'on remarque assez souvent. Dans ce cas, on augmente l'action d'un des corps par le calorique, comme quand on fait une dissolution de mercure dans l'acide nitrique, en l'exposant à l'action

---

signification au terme *dissolvant*, que celle de désigner le corps liquide, qui, comme nous l'avons déjà remarqué, ne doit plus être considéré comme le seul agent qui donne lieu à la dissolution.

du soleil ou d'une douce chaleur. Souvent aussi l'effet est plus ou moins actif, et dépendant de l'état où se trouvent les acides. On a remarqué que ceux qui sont très concentrés étaient inhabiles à opérer la dissolution des métaux; et que ceux qui, au contraire, contenaient une certaine quantité d'eau, les dissolvaient avec une très grande énergie.

Le mode d'agir des acides dans la dissolution, dépend encore de l'état de la substance sur laquelle l'action a lieu. C'est ainsi, par exemple, que, si l'on met en contact un acide et un alcali, après les avoir préalablement exposés, pendant un certain temps, dans de la glace, la combinaison est très lente à se faire, parceque les corps sont au *minimum* de leur température; mais que, si cette température, par une cause quelconque, se trouve élevée, les corps s'unissent, se pénètrent avec une très grande facilité.

On observe encore que les combinaisons des oxides métalliques, dans l'opération de la dissolution, ne sont susceptibles de s'effectuer qu'autant qu'ils contiennent des proportions déterminées d'oxigène capables d'établir un état d'équilibre qui favorise l'union, de manière que l'absorption plus ou moins considérable de ce principe s'oppose à la combi-

naison, ou la favorise. C'est ainsi que les dissolutions métalliques, exposées au contact de l'air, perdent leur transparence, et laissent précipiter l'oxide qui était dissous, à mesure que celui-ci absorbe l'oxigène, et qu'il devient au *maximum*. Il est des cas même où des oxides, dissous dans les acides, et privés du contact de l'air, s'en séparent sous la forme de précipité, par suite de la réaction que ces corps ont opérée sur les acides.

Comment concevez-vous l'action dissolvante des acides?

Les acides, ainsi que tous les liquides, n'agissent sur les solides que parcequ'ils ont beaucoup d'affinité avec eux; qu'ils ont une grande tendance à se combiner, et à détruire la cohésion des corps. Il n'y a pas long-temps que cette opinion est admise. Les anciens ont cru que les acides étaient formés de petites pointes, et les corps à dissoudre remplis de pores, et que les pointes ou épées des premiers s'introduisaient dans les intervalles ou fourreaux des seconds; d'autres ont dit que les pores des acides étaient capables de recevoir, de nicher les molécules des corps; et que c'était pour cette raison que ces liquides n'augmentaient pas de volume en raison des substances qu'ils dissolvaient. Cette explication mécanique, aussi

paradoxale que ridicule, est aujourd'hui généralement abandonnée.

§. II.

De la Précipitation.

Qu'est-ce que la précipitation?

C'est une opération au moyen de laquelle on obtient la séparation, sous forme sèche et pulvérulente, de deux corps suspendus, ou dissous dans une menstrue, par l'addition d'un troisième (1).

Combien distingue-t-on de sortes de précipités?

On en distingue de quatre sortes, qu'on appelle, 1°. précipité vrai, quand les corps séparés tombent au fond du vase sans être altérés, et qu'ils ont toutes les propriétés qui leur appartiennent dans l'état naturel; 2°. précipité faux, lorsque le précipitant s'unit avec un des deux corps du composé que l'on voulait séparer, et qu'il se dépose ainsi au fond du liquide; 3°. précipité pur, quand, avec les résultats, on peut recomposer le corps,

---

(1) On nomme corps précipitant, la substance employée pour opérer la séparation des matières, et précipité, la partie qui tombe au fond du vase dans lequel on fait l'opération.

et qu'il jouit de toutes ses propriétés; 4°. précipité impur, lorsque le corps qui se sépare se combine avec quelques principes contenus dans la substance qui sert à précipiter, comme cela arive lorsqu'on décompose une solution de sulfate de magnésie dans l'eau, par l'addition du carbonate de potasse liquide; l'acide carbonique se porte sur la magnésie, et il se dépose un carbonate de magnésie (1).

§. III.

De la Sublimation.

Qu'est-ce que la sublimation?

C'est une opération par laquelle les matières sèches et solides d'un corps gazéifié par le calorique se condensent dans la partie supérieure d'un vaisseau sublimatoire.

Qu'entend-on par vaisseau sublimatoire?

---

(1) Il est important de faire remarquer que le mot *précipité* est faux et inconvenable, parceque, dans beaucoup de circonstances, la matière séparée d'un composé binaire, par l'addition d'un troisième corps, au lieu de se déposer, de se précipiter, s'élève, se volatilise, s'il y a assez de calorique pour produire cet effet. C'est ainsi qu'en décomposant, par exemple, le muriate d'ammoniaque par la chaux vive, il se dégage de l'ammoniaque, sans qu'il y ait aucune apparence de précipité dans le mélange.

On appelle ainsi des vases qui présentent beaucoup de superficie, et auxquels on adapte, à la partie supérieure, d'autres vases qui ont ordinairement une forme concave; de cette manière, on se sert assez souvent de deux terrines vernissées, qu'on a soin de passer sur une pierre pour unir leurs bords, afin qu'elles se joignent mieux : les cucurbites de terre, surmontées d'un chapiteau de verre, sont encore employées, de même que des pots de terre, ou de faïence, ajustés les uns sur les autres.

La sublimation se fait ordinairement au bain de sable; celle de quelques métaux se pratique cependant à feu nu, parceque ces corps, ayant plus de fixité, exigent plus de chaleur, pour se volatiliser, que les substances végétales. On remarque dans cette opération deux phénomènes intéressans : le premier est la rencontre heureuse, dans l'intérieur des vaisseaux, des matières vaporisées, qui donne naissance à des combinaisons qui ne peuvent se faire que par cette espèce de distillation sèche; le second est la forme symétrique qu'affectent les substances sublimées, qui est constamment plus régulière que celle opérée par le secours de l'eau, ou de tout autre liquide.

Quelles sont les substances que l'on sublime ordinairement?

Cette opération se pratique chaque fois qu'il est nécessaire de purifier certaines substances, et de les priver de leurs parties étrangères; souvent aussi le chimiste a recours à ce moyen pour combiner quelques corps qui ne peuvent l'être qu'à l'état d'une extrême division, tel que cela a lieu, par exemple, à l'égard de l'alcohol et du soufre.

§. IV.

De la Filtration.

Qu'est-ce que la filtration?

C'est une opération par laquelle on sépare d'un fluide les parties solides qu'il tient en suspension, et qui, trop légères, ne peuvent se déposer d'elles-mêmes.

On emploie ordinairement pour filtrer, le papier gris non collé, dit *joseph*; la chausse, ou manche de drap; le blanchet, ou étamine; les mèches de coton, etc. : mais, dans quelques opérations de chimie, et pour les corps qui pourraient altérer le tissu du papier ou du drap, on se sert de verre pilé, du sable, ou du charbon en poudre, suivant la nature des liquides. On fait encore usage, pour filtrer quelques corps, de vases de terre, seulement séchés, et non vernissés; de quelques pierres

dont les molécules adhèrent assez peu entre elles pour permettre aux liquides de les traverser. L'application de ce dernier moyen a été très perfectionnée par MM. *Smith* et *Cuchet*, qui, à l'aide d'une composition poreuse, composée de sablon, de charbon, et d'un ciment spongieux qui agglutine ces matières, sont parvenus à établir des filtres solides, qui sont très propres à purifier, et à rendre potables les eaux corrompues et infectes.

Dans les pays chauds, où il est si difficile de se procurer de bonne eau, de l'eau fraîche, on se sert, pour filtrer, de vases qu'on fabrique avec des terres poreuses, et dont les molécules conservent entre elles assez d'espace pour laisser filtrer les eaux, qui y déposent le limon dont elles sont chargées. Les *alcarazzas* de l'Espagne sont, dans ce moment, infiniment utiles à l'armée française. J'en ai apporté un de la Catalogne, d'une grande beauté, et par le secours duquel je me suis bien des fois préservé de la soif dévorante que l'on endure souvent sous cet horizon de feu.

CHAPITRE III.

CLASSE PREMIÈRE.

Des Corps simples (1).

PREMIÈRE SECTION.

1°. *De la Lumière et de son action sur les Corps.*

QU'EST-CE que la lumière ?

La lumière est un corps qui rend perceptible à nos yeux la forme des objets, et qui

(1) Les chimistes modernes entendent par corps simples les substances qui n'ont pas encore été décomposées, et dont on ne connaît pas les principes constituans. Ces corps seront décrits ci-après d'une manière fort succincte ; et sous le rapport seulement de l'influence qu'ils peuvent avoir sur les opérations chimiques. Nous pensons qu'un examen approfondi de ces corps ne serait propre qu'à surcharger inutilement la mémoire des commençans, en ce que leurs connaissances, que nous supposons peu étendues, ne leur permettent pas d'apprécier et de juger la nature des recherches expérimentales dont ces corps ont été l'objet.

donne de la couleur et de l'éclat à toutes les productions de la nature et de l'art (1).

Les physiciens ne sont pas d'accord sur les sources de la lumière ; le plus grand nombre cependant pensent qu'elle émane du soleil et des étoiles fixes ; quelques-uns, au contraire, veulent qu'elle soit répandue dans l'espace : quoi qu'il en soit, elle se manifeste, pendant la combustion d'une foule de substances, dans la combinaison de l'oxigène avec les métaux ; pendant l'ignition de la majeure partie des corps naturels, et même quelquefois, lorsqu'à l'état rouge de feu, on les tient dans le milieu de gaz impropre à entretenir la combustion, comme dans du gaz acide carbonique, du gaz azote, et autres. On sait, en outre, que plusieurs substances acquièrent la propriété de luire, lorsqu'on les expose pendant un certain temps au contact d'une vive lumière ; que quelques-unes, comme le spath fluor, le muriate de chaux, etc., conservent cette

(1) Les chimistes ont depuis long-temps classé la lumière parmi les corps de la nature, parceque l'universalité des savans ont expérimenté que, lorsque ce fluide passe à côté d'un corps quelconque, il éprouve une déviation sensible ; ce qui prouve, à l'évidence, qu'il obéit à la force d'attraction.

faculté après qu'elles ont été légèrement chauffées ; que la putréfaction des matières animales, celle sur-tout des poissons, est, dans quelques circonstances, précédée ou accompagnée d'un dégagement sensible de lumière, et même que certains animaux vivans en émettent assez pour luire d'un grand éclat (1). Il paraît, selon des expériences récentes, que tous les corps de la nature, soit solides, soit liquides, sont capables de dégager de la lumière par l'effet d'une forte compression.

Quelles sont les propriétés de la lumière ?

La lumière se distingue par une multitude de propriétés physiques qui ne peuvent être décrites ici ; elle est excessivement mobile, et jouit d'un mouvement si rapide, qu'elle parcourt quatre-vingt mille lieues par seconde ; elle est éminemment élastique, et lorsque ses rayons tombent sur une surface capable de les réfléchir, l'angle de leur réflexion est égal à

---

(1) « Ces petits corps phosphorescens, dont brillent » les buissons pendant les nuits d'automne, les vers » luisans, sont les femelles aptères (qui n'a point d'ailes), » et presque immobiles, d'une espèce dont les mâles, » pourvus d'ailes, viennent chercher leurs épouses, » conduits et appelés sans doute par l'éclat qui sert à » les faire distinguer. » (*Hist. naturelle de la Femme, par* Moreau.)

celui de leur incidence. La lumière agit diversement sur les corps : lorsqu'elle est réfléchie tout entière de leur surface, on éprouve la sensation du blanc ; lorsqu'elle est en partie réfléchie et en partie absorbée, il en résulte les colorations diverses ; son absorption complète produit la sensation du noir ; les corps à travers desquels elle passe facilement, sont appelés *diaphanes* ou *transparens ;* ceux, au contraire, qui l'arrêtent à leur surface, sont dits *opaques*.

La réfrangibilité des corps coïncide parfaitement avec leur composition chimique ; de sorte que, si la puissance réfringente trouvée est en rapport avec les principes constituans obtenus par l'analyse de la substance, l'exactitude des résultats de l'opération ne peut être douteuse. On sait que l'immortel *Newton* a observé, il y a plus d'un siècle, que la force réfractive des corps que la lumière traverse avait lieu en raison de leur densité et de leur combustibilité, et qu'il avait deviné, sur cette observation, que l'eau devait contenir un principe inflammable.

La lumière blanche est composée de sept rayons colorés que l'on met en évidence par le moyen du prisme, et qui se présentent dans l'ordre suivant : le rouge, l'orangé, le jaune,

le vert, le bleu, l'indigo, et le violet; quelques physiciens croient que le rouge, le jaune, et le bleu, sont des couleurs simples ou primitives, dont les modifications produisent la formation des autres rayons, c'est-à-dire que le vert résulte du jaune et du bleu; l'oranger, du rouge et du jaune; et l'indigo, du bleu et du violet. Cette théorie n'est pas admise par la généralité des physiciens.

On a cru remarquer, dans ces derniers temps, que les différens rayons colorés de la lumière produisaient sur les corps une action variable et particulière; mais aucunes expériences n'ont constaté ce fait d'une manière bien précise; il paraît cependant positif, d'après la remarque de M. *Sennebier*, que, comme l'avait vu *Schéele*, le muriate d'argent passe beaucoup plus rapidement à la couleur noire, étant exposé au rayon violet, que par le pouvoir des autres rayons.

La question de savoir si la lumière diffère du calorique, et si elle exerce sur les corps une action chimique, autre que celle qui a lieu par la chaleur, est encore imparfaitement résolue; cependant l'opinion qui établit une identité absolue entre ces deux corps, quant à la similitude d'action, a, dans ces derniers temps, prévalu chez la plupart des chimistes,

depuis sur-tout que M. *Berthollet*, en France, et le comte de *Rumfort*, en Angleterre, ont fait voir que des dissolutions d'or et d'argent, mêlées avec le charbon et l'huile, éprouvaient, toutes choses d'ailleurs considérées, la même altération par le pouvoir de la lumière et par celui de la chaleur. Des recherches ultérieures de MM. *Guy-Lussac* et *Thénard* ont donné un nouveau degré de certitude à cette hypothèse, en prouvant une conformité d'action de ces deux corps sur un assez grand nombre de substances de la nature et de l'art. (*Voyez* Rech. Phys., Chim., vol. 2, pag. 193 et suiv.) Quoi qu'il en soit, il faut convenir que, dans plusieurs cas fort importans, la manière d'agir de la lumière sur les produits chimiques est essentiellement différente, et que ce fluide mobile manifeste des phénomènes uniques qui le distinguent de toutes les matières connues, et qui ne paraissent pas seulement relatifs à l'intensité d'action, comme on l'a prétendu.

La lumière agit-elle sur les corps naturels ?

La lumière, étant un corps, doit nécessairement agir sur tous ceux qui l'environnent; c'est même par rapport à cette propriété, que les chimistes étudient soigneusement aujourd'hui son action, et tiennent note de l'influence

qu'elle exerce sur les composés chimiques, et des modifications qu'elle y fait naître.

Si on expose à la lumière du soleil un flacon de verre rempli d'acide oxi-muriatique liquide, il s'exhale, après quelques jours, une quantité d'un gaz qui présente à l'examen tous les caractères de l'oxigène; le liquide jaunâtre qui reste, jouit de toutes les propriétés qui appartiennent à l'acide muriatique simple; d'après ceci, on voit qu'il est nécessaire, pour prévenir l'altération de cet acide, de tenir le vase dans lequel on le conserve en un lieu obscur, ou encore, ce qui est préférable, de le recouvrir de papier noir. L'acide alors reste avec toutes ses propriétés, ou ne se décompose qu'après un laps de temps.

L'acide nitrique s'altère aussi très promptement par le contact des rayons lumineux; la partie vide du flacon dans lequel il est contenu se remplit, au bout de quelques jours, de vapeurs jaunes qui passent incessamment au rouge foncé, phénomène qui annonce évidemment sa décomposition complète.

La lumière agit de la même manière sur la plupart des oxides et des sels métalliques, c'est-à-dire que ces produits oxigénés tendent, lorsqu'ils sont exposés à son contact, à se *débrûler*, à reprendre leur forme métallique,

et même qu'un grand nombre, sur-tout parmi ceux de mercure, se revivifient entièrement, lorsque la lumière est vive, et que son action est immédiate : il se dégage, dans tous les cas, du gaz oxigène assez pur.

Les eaux, distillées, simples et composées, sont aussi susceptibles d'être altérées par la lumière, quand on les conserve dans des vases transparens; dans ce cas, leur limpidité disparaît, elles se troublent, s'épaississent, et prennent une odeur désagréable; il se produit, en outre, une infinité de petits filamens qui nagent dans leur milieu, et des parties verdâtres qui s'attachent aux parois des bouteilles dans lesquelles elles reposent, et dont la formation est due, selon quelques pharmacologistes, à une sorte de végétation provenant de quelques graines qui se sont élevées avec l'eau, pendant la distillation de la plante.

De quelle manière agit la lumière sur les végétaux et les animaux ?

La lumière, comme chacun sait, est très favorable à la végétation, et toutes les plantes la recherchent avec avidité, et s'inclinent toujours de son côté; mais elle se comporte avec ces corps organiques de deux manières, c'est-à-dire qu'elle en dégage de l'oxigène en abondance, lorsqu'ils vivent, tandis qu'au

contraire, elle favorise l'absorption de ce fluide élastique, lorsqu'ils sont morts. Les végétaux, qui croissent aux rayons bienfaisans d'une vive lumière, présentent un ensemble plus magnifique, toutes leurs parties s'embellissent ; les feuilles se lustrent et se parent d'un vert foncé agréable ; les fleurs se nuancent des couleurs les plus variées, brillent d'un éclat enchanteur, et exhalent des parfums délicieux. Placés dans un lieu obscur, et privés de la douce influence des rayons lumineux, ces mêmes végétaux cessent de verser de l'oxigène dans l'atmosphère ; ils perdent leur vigueur, leurs principes, leurs parfums ; ils sont moins colorés, moins résineux, plus aqueux, pâles, languissans, en un mot, *étiolés*, c'est-à-dire insipides, et dénués des qualités qu'on leur remarque dans l'état de nature.

Il paraît indubitable que, quand la lumière produit le dégagement de l'oxigène des acides et des plantes qui sont exposées à son contact, elle entre en combinaison directe avec ce fluide élastique combiné, et qu'elle sollicite son émission, en fournissant assez de calorique pour augmenter son élasticité. Il paraît probable aussi que son action occasionne la décomposition d'une partie de l'eau de végétation des plantes qui végètent ; qu'elle fixe et

accumule l'hydrogène résultant de cette décomposition, pendant que, d'un autre côté, elle favorise le dégagement du gaz oxigène : quelques chimistes prétendent même que son influence détermine, dans quelques circonstances, la décomposition complète ou partielle du gaz acide carbonique des plantes, et que le carbone, ainsi fixé dans leur substance, contribue à leur développement. (*Voyez* la Statique chimique, 1 vol.)

La lumière exerce sur les animaux des effets non moins remarquables que sur les végétaux; ceux qui en sont privés sont blanchâtres, sans énergie, et se distinguent de ceux du jour par leurs couleurs qui sont toujours peu apparentes, et jamais, ou très rarement, brillantes.

2°. *Du Calorique et de ses Effets.*

Qu'entend-on par calorique ?

On entend par ce mot le principe qui produit le sentiment de la chaleur.

L'effet que produit sur nous l'intromission du calorique, s'exprime par le terme *chaleur.* Cependant cette dénomination exprime aussi fréquemment la cause de la sensation.

Quelles sont les propriétés du calorique?

Parmi les nombreuses propriétés du calorique, nous distinguerons les principales; telles

que celles d'être très subtil, très rare, très élastique; de pénétrer tous les corps, d'écarter leurs molécules et de les modifier de manière à fondre les solides et à raréfier les liquides, pour les convertir en fluides aériformes.

Le calorique, en s'insinuant entre les corps, est un obstacle à l'attraction d'agrégation, parcequ'il dilate leurs molécules, augmente leur ressort, et fait qu'elles occupent un volume plus considérable; c'est ainsi que du fer chauffé au rouge augmente sensiblement dans toutes ses dimensions, sur-tout en longueur; le mercure, est de tous les corps naturels, celui qui se dilate davantage par le pouvoir du calorique, et c'est cette propriété et sa facile condensation, qui fait qu'on l'emploie concurremment avec l'alcohol, pour l'usage des *thermomètres*, dont la destination est, comme tout le monde sait, de mesurer et d'indiquer l'abaissement ou l'augmentation des degrés de chaleur, qu'on appelle ordinairement *température*.

Toutes ces propriétés du calorique, et beaucoup d'autres, se démontrent par des expériences variées que les limites circonscrites de cet ouvrage ne nous permettent pas de rapporter, mais que l'on trouve exposées avec beaucoup de clarté dans plusieurs ouvrages de

chimie, et notamment dans le Dictionnaire de *Klaproth*.

Les différentes modifications que subissent les corps par l'action du calorique, ont lieu dans plusieurs circonstances, d'après des principes invariables. C'est ainsi qu'il y a émission de calorique, chaque fois que des substances passent de l'état liquide à l'état concret, et de l'état gazeux à l'état liquide ; tandis qu'il se produit, au contraire, du froid, toutes les fois que les corps passent de l'état solide à l'état fluide, et de ce dernier à celui de vapeur.

Le calorique a-t-il une manière d'être uniforme dans les différens corps ?

Tous les corps naturels contiennent du calorique entre leurs molécules ; mais ce principe y existe dans deux états distincts : à l'état de calorique combiné et à l'état de calorique libre ou sensible.

Le calorique combiné, qui n'est pas appréciable au thermomètre, est celui qui réside dans les corps par une puissance attractive, et qui y adhère de manière à influer sur leur solidité : on l'appelait autrefois *calorique latent, feu combiné*.

Le calorique libre, ou sensible, est celui qui n'est retenu dans aucune combinaison et qui réside faiblement entre les molécules des corps,

de sorte qu'on en opère le dégagement avec une extrême facilité ; c'est ainsi qu'en versant de l'eau sur de l'acide sulfurique concentré, on en développe des quantités considérables, si l'on agit sur une forte dose à la fois.

Le calorique existe-t-il en égale proportion dans les corps où il est réparti ?

Le calorique ne se trouve pas dans les mêmes proportions dans tous les corps, et ceux-ci en admettent des quantités qui dépendent de l'écartement des molécules, de leur volume, et de leur puissance attractive pour cet agent : c'est cette propriété qu'on nomme *capacité des corps pour le calorique.* La quantité variable de calorique contenue dans un corps quelconque, élevé à la même température, s'appelle *calorique spécifique.* Cette capacité ne pouvant pas être mesurée par le thermomètre, on a recours, pour son appréciation, à une masse de glace qu'un corps chauffé à un degré déterminé est susceptible de fondre. L'instrument qui sert à l'expérience, s'appelle *calorimètre*, ou *mesure calorique.* (*Voyez*, pour la description de cet instrument, le Traité de chimie de Lavoisier.)

Le calorique a-t-il une puissance attractive égale pour les différens corps de la nature ?

Les attractions du calorique, pour les corps

qu'il pénètre, varient à l'infini et ne paraissent pas dépendre seulement de certaines élections; mais cette force est modifiée d'après la transparence, l'opacité, la densité, et les différens états respectifs des corps à travers lesquels il passe; c'est même d'après cette propriété que, dans le langage de la chimie, on désigne ces corps par les dénominations de bons et de mauvais conducteurs de la chaleur. Si on fait chauffer à la flamme d'une bougie un fil de fer par une de ses extrémités, et qu'un instant après, on le touche par l'autre, on éprouve une sensation si douloureuse, qu'il est impossible de le tenir long-temps entre les doigts. Si on soumet à la même expérience un petit cylindre de charbon, le même effet n'a pas lieu, c'est-à-dire que le bout du charbon qui touche la main, n'est pas sensiblement chaud : on conclut de cette expérience, que le fer est meilleur conducteur de la chaleur que le charbon, puisque celui-ci n'occasionne pas, à une distance très rapprochée, de douleur appréciable au toucher.

Cette simple expérience prouve à l'évidence que les métaux sont meilleurs propagateurs du calorique, que les substances végétales; il existe cependant une infinité de ces dernières qui peuvent être considérées comme bonnes

conductrices du calorique; et c'est sur ce principe, bien constaté, qu'est fondé l'usage des habillemens de toile en été.

Une multitude de substances animales, telles que les poils, la soie, la laine, etc., sont mauvaises conductrices du calorique; c'est, pour cette raison, qu'on les emploie de préférence à la fabrication des étoffes destinées à nous préserver des rigueurs de l'hiver.

Les liquides, selon plusieurs savans physiciens, ne sont pas conducteurs de la chaleur, et ils la reçoivent par un mouvement intérieur de leurs parties; d'après cette théorie, il faut entendre, par exemple, pour de l'eau qu'on chauffe sur le feu dans un vase quelconque, que la portion de ce liquide qui occupe la partie inférieure du vase, et qui est soumise, par conséquent, à la première impression du calorique, se dilate, et que, devenant par-là spécifiquement plus légère, elle s'élève à la surface, pendant qu'une autre portion plus froide prend sa place, et ainsi de suite, tant que la masse totale de liquide est habile à recevoir de la chaleur (1).

---

(1) Les pharmaciens doivent apporter une extrême attention à se pénétrer des attractions multipliées du calorique pour les corps de la nature, afin d'être à

Y a-t-il quelques moyens de développer ou d'augmenter l'action du calorique ?

On détermine et on augmente l'action du calorique : 1°. par le contact des corps chauds ; 2°. par le secours des verres ardens, tels que ceux de Tschirnausen, de Trudaine, et autres : par le moyen de ces miroirs, on rapproche et on concentre les rayons calorifiques, et il se développe un degré de chaleur capable d'opérer la fonte des métaux les plus réfractaires ; 3°. par le frottement de deux corps solides : deux pierres, deux morceaux de bois frottés rapidement pendant quelques instans, dégagent

---

même d'en faire des applications pratiques utiles à leur art. C'est ainsi que, familiarisés avec toutes ses propriétés, ils sauront discerner que telle substance solide, dont le pouvoir conducteur est nul, peut être utilement employée dans une infinité de cas, et spécialement dans la construction des fourneaux servant aux diverses opérations qui se font à l'aide du feu ; que les corps liquides demandent des degrés variables de chaleur pour entrer en ébullition, et qu'ils bouillent d'autant plus promptement qu'ils ont plus d'attraction avec ce principe, eu égard d'ailleurs aux différentes pressions de l'atmosphère ; que, communément, cependant l'éther bout à 32° du thermomètre de Réaumur, l'alcohol à 67°, et l'eau commune à 82 ou 84 ; qu'au-delà de ce terme, lorsqu'elle est pure, elle s'évaporise, et forme un fluide élastique non permanent.

assez de calorique pour enflammer de l'amidon, des étoupes et autres combustibles de cette nature. Cet effet a pour cause le rapprochement intime des molécules intégrantes des corps comprimés et la disparution des pores qui logeaient le calorique, lequel, en s'échappant, produit l'ignition du combustible mis en contact; 4°. enfin, par la combinaison chimique de quelques liqueurs : lorsqu'on mêle subitement de l'acide sulfurique et de l'eau, il se produit, comme nous l'avons remarqué plus haut, un degré de chaleur si intense, que le liquide est porté à l'ébullition, si le mélange a été fait dans les proportions indiquées pour déterminer cet effet. On observe pendant l'action une diminution de volume sensible à la vue. (*Voyez*, pour l'explication de ce phénomène, le paragraphe où l'on traite de l'acide sulfurique) (1).

---

(1) On peut encore déterminer l'action du calorique, et en dégager des quantités assez considérables, par une pression instantanée de différens fluides aériformes, et nommément de l'air atmosphérique. Déjà cette belle expérience a été faite avec succès dans plusieurs pays; et il n'y a pas très long-temps que M. *Biot*, membre de l'Institut, en a fait une application infiniment heureuse, en composant de l'eau par le moyen d'une compression

Distingue-t-on plusieurs degrés de chaleur?

On peut distinguer et reconnaître quatre différens degrés de chaleur applicables aux corps. Le premier degré commence à zéro et finit à dix du thermomètre de Réaumur. Cette chaleur s'emploie en pharmacie pour les macérations, les digestions, et autres opérations de ce genre; elle favorise aussi la putréfaction des substances organiques.

Le second degré s'étend depuis 12 jusqu'à 25 et même 30; cette température continue à développer la putréfaction; elle convient pour la cristallisation de certains sels et pour la séparation de l'eau de végétation des plantes.

Le troisième degré commence à 30 et finit à 84, terme de l'ébullition de l'eau. Cette chaleur est favorable à un grand nombre d'opérations pharmaceutiques, telles que la décoction, les distillations, et la coction d'une foule de substances; l'eau bouillante est susceptible dans ce cas de dissoudre peu à peu, et suivant leur ordre de solubilité, les parties extractives et autres des matières végétales et animales.

Enfin, le quatrième et dernier degré à lieu

---

subite exercée sur un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène. (*Voyez* le chapitre *Eau liquide.*)

depuis le degré de chaleur de l'eau bouillante, jusqu'à la cuisson de la porcelaine et la fonte des métaux réfractaires; ce dernier degré n'est pas mesurable par les thermomètres, à cause du peu d'étendue de leurs échelles; on a imaginé pour l'évaluer un instrument qu'on appelle *pyromètre*.

3°. *Du Soufre.*

Qu'est-ce que le soufre?

Le soufre est un corps combustible, dur, fragile, d'une couleur jaune pâle, qui acquiert par le frottement, la propriété électrique, et qui, chauffé entre les mains, craque et se brise, en laissant entendre un bruit particulier.

Quels sont les corps qui fournissent le soufre?

On rencontre le soufre dans les trois règnes de la nature.

Le soufre natif pur est cristallisé en aiguilles, ou en octaèdres; il est presque toujours combiné avec les métaux dont il est le minéralisateur: on le trouve dans beaucoup de végétaux. M. *Deyeux* en a retiré de grandes proportions des racines de patience, et des feuilles de cochléaria; en général toutes les plantes de la famille des cruciformes en contiennent des quantités plus ou moins

considérables. On en trouve aussi dans plusieurs matières animales, et notamment dans le blanc d'œuf, la liqueur des hydropiques, et la pulpe cérébrale ; on le rencontre encore ordinairement dans les excrémens des animaux ruminans, dans les fosses d'aisance, les fumiers, etc., etc. Celui dont nous nous servons se recueille particulièrement à la bouche des volcans.

Quels changemens le soufre éprouve-t-il lorsqu'on le soumet à l'action du feu?

Le soufre, exposé à un feu doux, et dans des vaisseaux clos, entre en fusion, prend une couleur rouge, et une consistance oléagineuse; à une température plus élevée, il se volatilise en une fumée blanche, épaisse, qui se rassemble à la voûte des vaisseaux, et prend la forme d'une sorte de végétation; ce qui lui a fait donner, ainsi sublimé, le nom de *fleur de soufre.*

La fleur de soufre du commerce contient une petite quantité d'acide sulfurique, qui s'est formé par un peu de soufre qui a brûlé pendant sa sublimation. Pour l'en débarrasser, il convient de la laver dans l'eau, si on la destine pour l'usage intérieur, ou pour quelque opération délicate.

Le soufre, chauffé légèrement à l'aide du

contact de l'air, entre en fusion, et devient visqueux; jeté en cet état dans l'eau, il acquiert la consistance de la cire, et sert à prendre l'empreinte des cachets. Mais bientôt cette masse se solidifie, et devient sèche et cassante : on l'appelle alors *soufre oxidé.*

Quels sont les corps avec lesquels le soufre a la propriété de se combiner?

Le soufre se combine avec une infinité de substances, et ces combinaisons donnent naissance à un grand nombre de produits très intéressans.

Lorsqu'on brûle rapidement du soufre, il se combine en totalité avec l'oxigène de l'atmosphère, et forme de l'acide sulfurique. Sa combustion lente donne un autre produit, qu'on appelle *acide sulfureux.*

Le soufre se combine encore, en différentes proportions, avec l'hydrogène; et de l'union de ces deux corps, naît le soufre *hydrogéné liquide*, substance nouvellement découverte par *Lampadius*, et le *gaz hydrogène sulfuré.*

Deux habiles chimistes ont tout récemment obtenu un produit particulier, en faisant passer du soufre en vapeur à travers du charbon rouge; ils ont donné le nom de *soufre carboné* au liquide qu'ils ont recueilli, qui jouit de la singulière propriété de produire un

froid très considérable en s'évaporant. Mais des expériences ultérieures faites sur la liqueur obtenue par l'action du soufre sur le charbon incandescent, établissent que ce liquide ne contient pas de carbone, et qu'il ne diffère de l'hydrogène sulfuré, que par une plus petite proportion d'hydrogène.

Le soufre, d'après MM. *Schaüb* et *Lansberg*, a la propriété de s'unir à l'azote, et de former, avec ce fluide élastique, un nouveau gaz, à qui le premier de ces chimistes a donné le nom de gaz *azote sulfuré*. Ce gaz se trouve dans les eaux minérales d'Aix-la-Chapelle, et dans celles de Nenndorff, à quelques lieues d'Hanovre.

Enfin, le soufre contracte union avec les terres, les alcalis et les métaux, et ses combinaisons fournissent des sulfures fréquemment employés en pharmacie, et dont il sera parlé dans un autre lieu.

4°. *Du Carbone pur, et de l'Oxide de carbone.*

Qu'entend-on par carbone?

On appelle carbone la partie la plus pure du charbon, la matière que fournit la combustion du diamant.

Quelle différence y a-t-il entre le carbone et le charbon ?

Le carbone diffère du charbon en ce qu'il est privé des sels, des terres, des oxides métalliques, de l'eau, et généralement de tous corps étrangers. On croit aussi qu'il contient moins d'oxigène, et c'est d'après cette observation que les chimistes modernes ont appelé le charbon commun, ou noir, *oxide de carbone.*

Le charbon se trouve-t-il dans les trois règnes de la nature ?

Le charbon est abondamment répandu dans la nature, et est un des principes constituans des végétaux et des animaux. Il existe aussi dans le règne minéral; on l'a trouvé plusieurs fois dans les montagnes de première création; mais on ne peut apprécier au juste sa couleur primitive. Quelques personnes, cependant, croient qu'il est blanc, puisqu'il existe en assez grande quantité dans le coton et le papier, et que ce n'est que par une portion d'oxigène qu'il absorbe pendant sa combustion, qu'il acquiert la couleur noire.

Quels sont les caractères du charbon ?

Le charbon est noir, insipide, insoluble, très fixe; il est mauvais conducteur du calorique, a une très grande affinité avec l'oxigène,

et est un des corps les plus combustibles de la nature.

Il jouit d'une foule de propriétés, qui le rendent un des corps les plus utiles et les plus intéressans à connaître. Nous décrirons très succinctement ses diverses combinaisons.

Le charbon est insoluble dans l'eau, cependant il absorbe l'humidité avec beaucoup d'avidité; plongé dans ce liquide, il surnage d'abord, mais à mesure qu'il trempe, l'air logé entre ses molécules se dégage, et, après avoir pris deux fois son poids d'eau, il tombe au fond du vase; calciné, il a la propriété de s'imprégner d'une quantité d'air considérable, et qui va jusqu'à trente fois son volume; rougi au feu, puis refroidi, il est avide d'eau, et s'en pénètre facilement : on l'emploie dans ce cas pour dessécher les appartemens humides.

Ce corps, privé du contact de l'air, est infusible, même à un degré de chaleur violent; à l'air libre, il brûle sans flamme, et donne pour produit de l'acide carbonique; il fournit aussi de la cendre en plus ou moins grande quantité.

Comme il est mauvais conducteur du calorique, on s'est servi très ingénieusement de cette propriété, et M. *Guyton* l'a proposé pour épargner le combustible dans plusieurs

opérations : c'est ainsi que l'on concentre la chaleur dans l'intérieur des fourneaux, en les enveloppant intérieurement d'une couche de charbon noir, de deux à trois pouces d'épaisseur, qu'on recouvre d'un enduit d'argile; c'est ainsi encore qu'on l'emploie avec succès pour concentrer la chaleur dans les creusets, en les enduisant d'une couche de charbon noir, opération qu'on appelle *brasquer* un creuset.

Le charbon absorbe plusieurs fluides élastiques, mais dans des proportions très différentes, et plus ou moins rapidement; le gaz azote et l'hydrogène s'y unissent promptement; l'absorption du gaz oxigène et du gaz nitreux est, au contraire, fort lente à se faire. Le charbon qui a été oxigéné, et que l'on met en contact avec du gaz hydrogène, forme de l'eau; celui qui est pénétré de gaz azote s'empare, dans quelques circonstances, de l'oxigène atmosphérique, et il se produit de l'acide nitrique. Ces phénomènes, très remarquables, prouvent que l'absorption des gaz par le charbon peut avoir lieu, sans que ces corps subissent aucune altération.

Du charbon sec, exposé à l'air, en absorbe le quart de son poids, et laisse entendre un petit bruit, un pétillement qui dure aussi long-temps que les molécules de charbon

s'écartent pour recevoir dans leur intérieur ce fluide élastique.

La combinaison du carbone avec l'oxigène fournit l'acide carbonique et le gaz oxide de carbone.

C'est par la réduction du zinc, à l'aide du charbon, qu'on a obtenu depuis peu un gaz d'une nature particulière, qui est inflammable, brûle sans détonner, en répandant une flamme bleue, et qui, moins pesant que le gaz acide carbonique, l'est davantage que l'hydrogène carboné. M. *Guyton* a donné à ce nouveau fluide élastique le nom de *gaz carboneux*, ou *gaz oxide de carbone*. M. *Berthollet*, qui a fait des recherches pour démontrer que ce gaz était un trisul de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, et qui le considère comme tel, l'a nommé *gaz hydrogène oxi-carburé*. (*Voyez* la manière de former ce gaz dans le Manuel d'un Cours de Chimie de M. *Bouillon-la-Grange*.)

Le carbone se combine avec l'hydrogène, et forme l'*hydrogène carboné*.

Avec le fer, il constitue l'acier, ou le carbure de fer (crayon noir), suivant sa quantité.

Quelle est l'action du charbon sur les acides?

Le charbon a la propriété de décomposer un grand nombre d'acides, en s'emparant de leur principe acidifiable, ou oxigène. Traité

à une haute température avec l'acide sulfurique, il le décompose, et il y a formation de gaz acide carbonique et d'acide sulfureux. L'acide nitrique et le charbon donnent du gaz nitreux rutilant; mais il y a, selon quelques chimistes, combinaison d'une partie de l'acide avec le charbon. L'action de l'acide nitrique sur le charbon très desséché produit un autre effet : il se manifeste assez souvent alors une vive inflammation, avec émission considérable de calorique. Dans le gaz oxi-muriatique, le charbon brûle rapidement quand on applique une légère chaleur.

Quels sont les usages du charbon?

Le charbon est d'un emploi très varié. Indépendamment de la grande consommation qu'on en fait dans les arts et dans nos besoins habituels, les chimistes ont souvent occasion de l'employer; et, de nos jours, cette substance a reçu une foule d'applications utiles et curieuses. C'est un chimiste anglais qui á observé, pour la première fois, que le charbon, grossièrement pulvérisé, et employé comme filtre, avait la propriété de décolorer certains liquides, en enlevant l'odeur putride et délétère de ceux dans lesquels on avait laissé pourrir des matières animales. De l'infusion de garance et d'indigo dans l'acide sulfurique, du sirop noir,

furent entièrement décolorés après avoir été filtrés à travers ce corps, sans subir d'altération sensible. Peu de temps après la publication de ces propriétés singulières, plusieurs chimistes, en répétant les expériences du savant étranger, découvrirent que tous les charbons n'agissaient pas avec un égal succès, et que, pour obtenir des résultats constans, il était nécessaire de l'exposer à l'humidité, et de le dessécher ensuite à l'air libre, ou à la lumière, ou mieux encore de le calciner dans un creuset couvert. M. *Duburgua*, après avoir préparé le charbon suivant cette dernière méthode, a décoloré des vins très forts en couleur; mais il a remarqué qu'il y avait décomposition de ce liquide, si l'infusion du charbon était prolongée plus de deux jours. Il a aussi enlevé l'acidité à l'oximel, et a donné à ce mellite les caractères d'un sirop. Un médecin militaire a employé, avec beaucoup de succès, le charbon concassé, comme topique, dans les plaies gangréneuses qui avaient résisté à l'application du quina. Mais c'est sur-tout le charbon animal (1) qui jouit eminemment de la propriété décolorante

(1) Le charbon animal, plus dur et plus solide que le charbon végétal, est aussi beaucoup plus difficile à

et antiputride : du vin du Roussillon, du vinaigre rouge, et le résidu de l'éther sulfurique, ont été décolorés par M. *Fiquier* d'une manière très satisfaisante. Ce chimiste a fait la singulière remarque que la propriété décolorante dont jouit ce corps était d'autant plus forte que le charbon était noir, doux et onctueux au toucher. J'ai répété soigneusement sur d'autres composés les expériences du professeur de Montpellier, et le succès a toujours été complet.

J'ai mis dans un litre de petit-lait, préparé par la méthode ordinaire, trente-deux grammes de noir d'ivoire de première qualité ; après trois jours d'infusion environ, j'ai filtré la liqueur : elle a passé claire, limpide, et d'une transparence parfaite. Ce petit-lait, examiné par tous les essais ordinaires, a présenté tous les caractères qui lui sont propres sans aucune exception ; le cidre, la teinture alcoholique de cannelle, l'acétate de plomb liquide, la décoction de quina rouge très chargée, se sont comportés de la même manière : j'ai remarqué seulement que cette dernière avait subi

---

incinérer, et ne peut brûler seul. Il contient, indépendamment des matières propres au charbon ordinaire, du phosphate, et du carbonate de chaux.

une altération sensible, quoique parfaitement blanche et lucide. Un litre de cette décoction, décolorée et évaporée à une douce chaleur, a fourni dix grammes d'extractif pharmaceutique, auquel on reconnaissait toutes les propriétés qui sont propres à ce médicament. L'acétate de plomb liquide, décoloré par le même moyen, est d'une limpidité parfaite, et précipite par son mélange avec l'eau de rivière. Pour opérer sa décoloration, le charbon a été employé dans la proportion de seize grammes sur deux cent cinquante de ce liquide. L'alcohol de cannelle, également très clair, avait une odeur de cannelle fortement prononcée.

M. *Juch* vient d'annoncer que le charbon pouvait être employé très avantageusement pour opérer le blanchîment de la fibre végétale. Ce chimiste a fait bouillir quelques écheveaux de fil de lin, avec des cendres tamisées, pour en séparer la matière extractive. Après avoir fait sécher le fil, il a fait bouillir un de ces écheveaux (1400 aunes), avec quatre-vingt-seize grammes de charbon en poudre grossière, dans une suffisante quantité d'eau; après une heure d'ébullition, le fil lavé et séché avait acquis un degré de blancheur très supérieur à celui qu'on peut lui donner, en le

traitant avec de la cendre à la manière accoutumée.

Quelques physiciens, pour concevoir la propriété décolorante et anti-putride du charbon, ont imaginé que ce corps agissait mécaniquement, c'est-à-dire qu'il retenait dans ses pores la matière colorante et odorante. Mais cette explication, rien moins que satisfaisante, n'est pas admissible. Ce qu'il y a de certain, c'est que l'eau corrompue que l'on a clarifiée, acquiert de nouveau l'odeur putride au bout de quelque temps, et qu'on peut la purifier une seconde et même une troisième fois.

5°. *Du Phosphore; du Gaz hydrogène phosphoré.*

Qu'est-ce que le phosphore ?

Le phosphore est un corps combustible, non encore décomposé, qu'on trouve dans les trois règnes de la nature, et spécialement uni avec plusieurs métaux dont il est le minéralisateur.

Distingue-t-on plusieurs espèces de phosphores ?

On en distingue deux sortes : le phosphore naturel et artificiel.

Les phosphores naturels sont les phospho-

rescences qu'on remarque à plusieurs vers luisans, la lueur qu'on aperçoit à la chair qui se putréfie, au bois pourri et à beaucoup de pierres précieuses, etc., etc.

Les phosphores artificiels sont des composés phosphorescens, tels que le sulfure de barite, les coquilles d'huîtres calcinées, le marbre qu'on a fait rougir, le phosphore de *Homberg*, etc., etc.

On peut communiquer à un très grand nombre de corps, la propriété phosphorescente, en les chauffant à la manière de *Wedgwood*, sur une brique presque rouge, ou bien en les frottant quelque temps.

Il paraît incontestable que la phosphorescence des corps a pour cause l'absorption de la lumière.

Comment prépare-t-on le phosphore ?

On a indiqué un grand nombre de procédés pour préparer le phosphore. Celui qu'ont donné MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* est généralement suivi ; il consiste à décomposer le phosphate calcaire, par l'acide sulfurique. A cet effet, on verse dans une terrine, sur cent parties d'os d'animaux, calcinés en blanc et pulvérisés, quatre cents parties d'eau, on ajoute peu à peu quarante parties d'acide sulfurique concentré, et on agite; il se manifeste

de suite une vive effervescence, avec production de chaleur et dégagement d'acide sulfureux; on laisse en repos pendant vingt heures, en ayant soin de remuer souvent avec une spatule de verre ou de porcelaine; on passe ensuite à travers une toile, et on lave le résidu sur le filtre, à plusieurs reprises, et jusqu'à ce qu'il ne soit plus acide; on verse dans la liqueur filtrée une dissolution d'acétate de plomb; il se forme un précipité blanc, abondant, qui est du phosphate de plomb, qui, mêlé avec un sixième de son poids de charbon, et introduit dans une cornue de grès ou de porcelaine bien lutée, et dont le bec plonge dans l'eau, fournit, par la distillation, du phosphore qui coule dans le récipient.

Pendant cette opération, l'acide sulfurique s'empare de la chaux du phosphate, et l'acide phosphorique devient libre, en retenant cependant un peu de chaux, ce qui donne lieu à la formation d'un phosphate acide de chaux; mais l'acétate ayant la propriété de décomposer en entier ce phosphate acide, tout l'acide phosphorique se combine directement au plomb, et la chaux reste dans le liquide, combinée à l'acide acétique; le charbon décompose à son tour, en totalité, le phosphate de plomb, en s'emparant de l'oxigène, et le

phosphore isolé se volatilise et passe dans le récipient destiné à le recevoir.

Un chimiste allemand a prétendu que, pendant l'opération du phosphore, il se forme, outre l'acide carbonique, un gaz particulier, composé de carbone, d'hydrogène et de phosphore ; il a donné à ce fluide élastique triple, le nom de *gaz hydrogène carbo-phosphoré.*

Le phosphore obtenu par le procédé que nous avons décrit, n'est pas pur ; il contient des particules de charbon et du phosphore à moitié brûlé, qui lui donnent une couleur rouge ; pour le purifier, il convient de le faire fondre et de le passer plusieurs fois à travers une peau de chamois, sous l'eau chaude. Quelques chimistes conseillent, pour opérer sa purification, de le traiter avec de l'acide oxi-muriatique affaibli ; par ce procédé, il acquiert, dit-on, la transparence du verre.

Le phosphore purifié a besoin d'être moulé. Pour cela, on fait usage d'un entonnoir à long bec, ou de tubes de verre dont on bouche l'orifice avec un petit bouchon de liége. On remplit d'eau ce tube, et on y met le phosphore ; les choses ainsi disposées, on le plonge dans l'eau bouillante, et on l'y maintient jusqu'à ce que le phosphore soit entièrement fondu ; alors on le porte dans l'eau

froide, où on le laisse jusqu'à parfait refroidissement; on enlève le bouchon et on fait sortir le cylindre de phosphore figé, en le poussant avec une petite baguette de bois. M. *Destouches*, pharmacien de Paris, a inventé un appareil en cuivre pour mouler le phosphore; cet instrument qui est parfaitement bien conçu et d'un usage facile, est d'un grand secours dans la fabrication en grand du phosphore. Il a été décrit et gravé dans les Annales de Chimie, du mois de janvier 1808, et dans le Bulletin de Pharmacie.

M. *Bajet*, a aussi donné la description d'un appareil à mouler le phosphore, qui est d'une très grande simplicité et d'une exécution facile. (*Voyez* Klaproth, Dictionnaire de Chimie.)

Quels sont les caractères du phosphore?

Il est demi-transparent, lumineux dans l'obscurité, d'un blanc jaunâtre, d'une odeur fortement alliacée, fusible à 28° du thermomètre, et d'une consistance molle, semblable à la cire.

Le phosphore s'unit avec une infinité de corps, et ses combinaisons fournissent plusieurs produits intéressans. Exposé à l'air, à la température de 10°, il absorbe l'oxigène de l'atmosphère, exhale une vapeur blanche,

épaisse, et se convertit en acide phosphoreux. Si on élève la température jusqu'à 28°, sous une cloche de verre remplie d'air, alors il brûle avec une grande déflagration, dégage beaucoup de lumière et de calorique, et se résout en des vapeurs blanches qui se condensent et forment l'*acide phosphorique*.

Le gaz azote a la propriété de dissoudre une très petite quantité de phosphore, ce qui donne à celui-ci la faculté de brûler avec l'oxigène ; car, quoique doué d'une très puissante attraction avec ce principe, il ne peut s'enflammer dans son milieu, il faut au préalable qu'il soit dissous dans un centième environ d'azote, proportion qui suffit pour favoriser sa combustion. Le gaz azote phosphoré devient luisant par le contact de l'oxigène.

Le phosphore, combiné avec l'hydrogène, forme du *gaz hydrogène phosphoré*. Pour obtenir ce gaz, on fait bouillir dans une cornue tubulée, à laquelle on lute un tube courbe qui se rend sous une cloche à mercure, deux parties de potasse caustique en liqueur, avec une partie de phosphore, et on recueille ce gaz qui occupe la partie supérieure du mercure. Pendant cette opération, l'eau se décompose, son oxigène se porte sur une partie du phosphore, et forme de l'acide phosphorique qui se combine

avec la potasse, tandis que l'hydrogène libre dissout une autre partie du phosphore, et passe sous forme de fluide élastique.

Ce gaz exhale une odeur affreuse de poisson pourri, il est plus pesant que l'hydrogène, et a la singulière propriété de s'enflammer spontanément et à toute température dans l'atmosphère; il se forme dans sa combustion de l'eau et de l'acide phosphorique; c'est l'ignition instantanée de ce gaz, dans les marais et les cimetières humides, qui produit les flammes fugitives et lumineuses qu'on appelle *feux follets*.

Le phosphore et le soufre peuvent être unis sans danger, lorsqu'on n'emploie que 40° à 50° de chaleur; mais à une température plus élevée, l'union de ces deux corps, opérée dans la proportion de deux grammes de chacun, donne lieu à une forte détonation; les combinaisons de ces substances forment le *phosphore sulfuré* lorsque le phosphore domine, et le *soufre phosphoré*, quand le soufre est en plus grande quantité.

Le phosphore sulfuré, jeté dans l'eau, la décompose; il y a dégagement dans l'obscurité de boules lumineuses, et formation de *gaz hydrogène phospho-sulfuré*.

C'est le phosphore sulfuré qu'on emploie pour construire des briquets et des bougies

phosphoriques, son extrême combustibilité le rend très propre pour cet objet (1).

Quelle action exerce l'eau sur le phosphore?

Le phosphore est insoluble dans l'eau, et c'est toujours dans ce liquide qu'on le conserve; mais, lorsqu'il y a séjourné quelque temps, il se couvre d'une croûte blanche opaque; l'eau, pendant cette action, est en partie décomposée; son oxigène se combine avec le phosphore, et le convertit en oxide; il y a aussi formation

---

(1) Des expériences récentes de M. *Thénard* ont établi que le phosphore le plus pur qu'on ait encore pu obtenir, contient toujours du carbone, qui lui donne une couleur rouge s'il est en excès; que le résidu rouge qu'on obtient après la combustion du phosphore dans l'air, ou le gaz oxigène, est du phosphure de carbone, et non de l'oxide rouge, comme les chimistes l'ont cru; qu'il n'existe qu'un seul oxide de phosphore, qui est blanc; que la combustion lente du phosphore dans l'air fournit, outre l'acide phosphoreux, du gaz acide carbonique, provenant du charbon du phosphore; que le phosphore fondu, et refroidi lentement, se solidifie à l'état transparent et sans couleur; mais qu'il devient noir comme du charbon, si, après qu'il a été chauffé à 50° et plus, on le refroidit très rapidement. Cette couleur provient, selon l'auteur, d'une disposition particulière de ses molécules. (*Voyez* Annales de Chimie, tome 81, page 109.)

d'hydrogène phosphoré qui reste en suspension dans le liquide, et qui lui communique une odeur fétide et une saveur acide. D'après cela, l'eau dans laquelle on conserve le phosphore doit avoir bouilli auparavant, afin de lui enlever l'air qu'elle peut contenir ; il est essentiel aussi de tenir le flacon dans un endroit obscur pour empêcher, autant que possible, la réaction des principes de l'eau sur le phosphore, qui subit, sans cette précaution, une combustion lente.

Quelle est l'action des acides sur le phosphore ?

L'action des acides sur le phosphore dépend de leur plus ou moins grande affinité avec l'oxigène ; l'acide sulfurique, distillé sur du phosphore, est décomposé : il y a dégagement de gaz acide sulfureux, et formation d'acide phosphorique ; l'acide nitrique concentré l'enflamme, il se forme de l'acide phosphorique ; l'acide muriatique n'a aucune action sur lui ; mais le gaz acide muriatique oxigéné le brûle rapidement, le phosphore se consume dans ce cas avec une flamme vive et blanche, et il y a, pour résidu, de l'acide muriatique simple et de l'acide phosphorique.

Quels sont les usages du phosphore ?

Le phosphore est employé dans un grand

nombre de procédés des arts ; en médecine, il est considéré par les praticiens modernes, comme un puissant *stimulant ;* on le dissout alors dans plusieurs liqueurs, et particulièrement dans l'éther ; cette solution éthérée, qui a été recommandée dans la consomption dorsale, se prend à la dose de quelques gouttes dans un véhicule approprié. L'alcohol rectifié, en dissolvant le phosphore, en prend l'odeur et ne luit que faiblement dans l'obscurité. Plusieurs médecins qui ont administré intérieurement le phosphore enveloppé dans des corps visqueux, en ont obtenu de grands effets dans les maladies d'épuisement.

SECONDE SECTION.

Des Gaz en général, et de leur nature ; Moyens de les obtenir.

Qu'entend-on par gaz ?

On appelle gaz, des substances qui, dissoutes dans le calorique, conservent l'état aériforme à toute température ; ainsi, réduire un corps à l'état de gaz, c'est, comme on l'a déjà dit, le fondre dans le calorique.

De quelle manière dégage-t-on les gaz ?

On recueille les gaz de deux manières, 1°. par le concours du feu ; 2°. par celui des acides.

Lorsqu'on dégage les gaz par l'action du feu, on chauffe la substance qui en contient dans une cornue, à laquelle on adapte un tube recourbé, plongeant dans la cuve hydro-pneumatique. Pour les fluides élastiques, obtenus à l'aide des acides, on emploie des flacons à une ou deux tubulures, dont l'une donne issue au gaz, par le moyen d'un tube recourbé qui le conduit sous des cloches, ou des cylindres remplis d'eau ou de mercure, et posés sur la tablette d'une cuve.

L'eau dans laquelle on reçoit les fluides élastiques doit être froide, quand ils ne sont pas absorbés par ce liquide, et chaude, s'ils sont de nature à se dissoudre en partie dedans; les gaz dissolubles, même dans l'eau chaude, se recueillent sur le mercure, par le moyen d'une cuve, qu'on appelle *hydrargiro-pneumatique*. (*Voyez* la description de cette cuve dans le Manuel d'un Cours de Chimie de M. *Bouillon-la-Grange*.)

Les gaz, dégagés par le moyen de la cuve à l'eau, doivent-ils être considérés comme purs et sans mélange?

Les gaz obtenus sous l'eau retiennent presque toujours de ce liquide en plus ou moins grande quantité. Pour les priver de toute humidité, on les traite avec de la chaux nouvellement

calcinée, de la potasse fondue et encore chaude, ou, mieux, avec le muriate de chaux : on enlève l'acide qu'ils contiennent quelquefois, en les agitant avec un peu d'eau froide.

Quels sont les caractères des gaz ?

En général, les gaz sont incolores, invisibles, compressibles, dilatables, pesans, élastiques, et plus ou moins odorans; quelques-uns sont alcalins; d'autres, au contraire, ont une saveur acide; susceptibles d'un grand nombre de modifications, il y en a qui restent constamment sous l'état gazeux, et qu'on appelle, par rapport à cette propriété, *gaz permanens* : tels sont l'air atmosphérique, le gaz acide carbonique, etc., etc. D'autres ne conservent la forme gazeuse qu'autant qu'ils sont combinés, en grande proportion, avec le calorique ; on les nomme *gaz non permanens* : tels sont l'alcohol et l'éther réduits en vapeur.

Y a-t-il beaucoup de substances qu'on puisse faire passer à l'état gazeux ?

Tous les corps solides ou liquides peuvent prendre cette forme, lorsqu'on leur combine une dose de calorique capable de rompre la cohésion qui lie leurs principes. Pour spécifier chaque espèce de gaz, on ajoute le nom

de la base qui est fondue, comme gaz aqueux, lorsque l'eau, combinée avec le calorique, prend l'état de vapeur, gaz oxigène, gaz hydrogène, etc.

De quelle manière conserve-t-on les gaz?

On conserve les gaz, comme nous l'avons déjà dit, dans une cuve remplie de mercure, pour les fluides élastiques solubles, et d'eau commune, jusqu'à deux centimètres au-dessus du niveau de la tablette, pour ceux qui sont indissolubles, et par le moyen de cloches, de cylindres, de verres ou de flacons en cristal à large ouverture. Pour les transporter d'un appareil à l'autre, on fait usage de plateaux de verre, auxquels on a donné le nom d'*obturateurs*.

De quelle manière détermine-t-on le volume des gaz?

On mesure le volume des gaz à l'aide d'une grande cloche de verre très exactement graduée, qu'on appelle *gazomètre*, ou bien encore dans des vases dont on connaît parfaitement la capacité pour l'eau.

1°. *Du Gaz oxigène.*

Qu'est-ce que le gaz oxigène?

Le gaz oxigène est un fluide élastique qui résulte de la combinaison de l'oxigène avec

le calorique, et qui, faisant partie de l'air atmosphérique, est le seul corps qui soit propre à entretenir la vie, propriété qui lui a fait donner le nom d'*air vital*.

Quels sont les corps qui contiennent du gaz oxigène?

Ce fluide aériforme, qui est toujours combiné, et qu'on n'a pas encore trouvé isolé, se rencontre dans un très grand nombre de substances, et dans trois états différens : fondu dans le calorique, et sous forme gazeuse, comme dans l'air atmosphérique ; sous forme liquide, comme dans l'eau, et autres fluides ; et à l'état solide, comme dans le nitrate de potasse, les oxides métalliques, et autres corps. Ses combinaisons avec ces derniers se décèlent par des nuances extrêmement variées, et dépendantes des proportions où il se trouve : les corps qui en admettent de certaines quantités augmentent de poids, ou passent le plus souvent à l'acidité ; propriété générale qui lui a fait donner le nom d'*oxigène*, qui vient de deux mots grecs, dont le premier signifie *aigre*, et le second *j'engendre*.

De quelle manière obtient-on le gaz oxigène?

On retire le gaz oxigène de ses combinaisons par trois moyens différens : par la chaleur, par le concours de la lumière et par celui des

acides. Assez ordinairement on l'extrait des oxides métalliques à l'aide de la distillation. Pour cet effet, on introduit, dans une cornue de verre ou de porcelaine, une certaine quantité d'oxide natif de manganèse, ou d'oxide rouge de mercure; on y adapte un tube recourbé, qui va plonger dans la cuve pneumatique, sous une cloche remplie d'eau. On chauffe d'abord doucement, et on augmente peu à peu l'action de la chaleur; l'oxigène abandonne sa base, se combine avec le calorique, et se convertit en gaz oxigène, qui se dégage dans la cloche, où il prend la place de l'eau.

On peut encore, par un moyen fort simple, se procurer le gaz oxigène, en traitant, dans une fiole à médecine, munie d'un tube recourbé, trois parties d'oxide de manganèse, réduit en poudre, et deux parties environ d'acide sulfurique concentré, et recevant le produit dans une cloche, sous l'appareil pneumatique.

L'extraction du gaz oxigène des feuilles de plantes fraîches, dans une cloche de cristal remplie d'eau, que l'on expose au contact des rayons solaires, offre encore un moyen facile de se procurer abondamment ce fluide élastique.

Quels sont les caractères du gaz oxigène?

Le gaz oxigène est invisible, compressible, raréfiable, insoluble dans l'eau; il entretient la combustion, et est le principal agent de la respiration et de la vie.

L'amadou et le charbon pulvérisé brûlent dans le gaz oxigène avec un éclat extraordinaire; une bougie allumée, qu'on plonge dans un vase qui en est rempli, produit une flamme si brillante, qu'on ne peut la fixer. Un fil de fer fin, tourné en spirale, et garni d'un peu d'amadou qu'on allume, y brûle en répandant des étincelles d'une grande vivacité, et se fond en petits globules cassans et très fragiles.

On s'est servi du gaz oxigène pour obtenir un feu d'une grande violence, et pour fondre et volatiliser quelques corps qui avaient été considérés jusqu'alors comme entièrement réfractaires.

Une grande vessie remplie de gaz oxigène, et dont l'orifice est armé d'un robinet en cuivre, qui se termine par un tube de verre ou de métal, que l'on dirige sur les charbons incandescens au même instant qu'on presse la vessie, après avoir ouvert le robinet pour donner issue à l'oxigène, est l'appareil dont on se sert ordinairement pour opérer ce genre de combustion.

On démontre, par plusieurs expériences,

que le gaz oxigène est essentiel à la respiration : des animaux mis sous une cloche remplie de ce fluide élastique, et entourée d'eau, s'agitent et se meuvent avec vivacité ; et ce n'est qu'après un laps de temps assez long qu'ils y éprouvent un malaise insupportable, parceque cet air, trop pur et trop raréfié, activant considérablement la circulation, exerce une action trop directe sur les poumons, qui doivent être considérés comme le foyer d'une vraie combustion (1).

---

(1) Il faut entendre, par combustion, l'absorption rapide de la base du gaz oxigène par un corps combustible, ou, dans d'autres termes, la fixation de l'oxigène sur un corps combustible.

La respiration ayant pour objet de décomposer le gaz oxigène, dont la base se combine en différentes proportions avec le sang veineux, et avec l'hydrogène et le carbone surabondans que ce liquide contient, doit être considérée comme une véritable combustion, parceque tous les phénomènes de cette importante opération existent dans cette circonstance.

On distingue deux espèces de combustions, que l'on nomme combustion rapide, quand elle s'opère à l'air libre, et qu'elle laisse dégager beaucoup de lumière et de calorique; combustion lente ou cachée, quand l'oxigène se fixe lentement, et abandonne peu à peu et successivement le calorique; celle-ci s'opère sans dégagement sensible de lumière et de chaleur. Les corps sur

Quel est le mode de combinaison de l'oxigène avec les différens corps?

L'oxigène, dans son union avec les divers corps de la nature, forme des combinaisons très variables, et dépendantes de son degré de condensation et de la quantité plus ou moins considérable que les substances s'approprient : dans toutes ses unions, il est solide, liquide, ou fluide élastique, suivant la proportion de calorique qu'il a retenu dans l'acte de sa combinaison. Les matières avec lesquelles il contracte union dans de grandes proportions, mais qui le cèdent ensuite avec facilité, ont été nommées par quelques chimistes *oxiphores*.

Le gaz oxigène a-t-il quelques propriétés médicinales?

On a beaucoup vanté les vertus du gaz

---

lesquels elle s'exerce prennent des nuances très variées, et éprouvent des modifications qui dépendent des proportions d'oxigène combiné : le résultat le plus ordinaire est, comme nous l'avons déjà dit, l'acidification.

On appelle combustible toutes les substances qui ont la propriété de se combiner plus ou moins rapidement avec le gaz oxigène, et d'en dégager le calorique et la lumière.

La combustion des matières animales ou végétales s'appelle *incinération*.

oxigène, respiré par des malades atteints de la phthisie. Des cabanes d'une petite dimension, où l'on plaçait le malade, et dans lesquelles on versait, par le moyen de conduits, de grandes quantités de ce fluide élastique, ont été très recommandées; mais on a bientôt reconnu que ce gaz, en donnant lieu à un mieux trompeur, ne faisait que produire les effets physiques d'une douce chaleur, et qu'après un très court délai, les symptômes de la maladie reparaissaient avec beaucoup plus d'intensité qu'avant l'administration de ce remède.

2°. *Du Gaz azote.*

Qu'est-ce que l'azote?

L'azote est un corps indécomposé qui fait partie de l'air atmosphérique, et qui, très répandu dans la nature, n'a pas encore été trouvé pur, mais toujours fondu dans le calorique, qui en forme du gaz azote.

Dans quelles substances trouve-t-on le gaz azote?

L'azote existe dans un très grand nombre de corps; on le trouve assez souvent dans les substances végétales (1), et toujours abondamment

(1) On a donné aux végétaux qui fournissent du gaz azote, le nom de *plantes animales*.

dans les matières animales, dont il est une des parties constituantes. Les vessies natatoires de la carpe en fournissent, comme l'a découvert *Fourcroy*, une grande quantité, mais qui contient, d'après l'observation de M. *Biot*, depuis 0,3 jusqu'à 0,70, et même 0,87 de gaz oxigène, suivant que le poisson a habité plus ou moins profondément sous l'eau. Le gaz azote dont on fait usage dans les laboratoires se retire ordinairement du traitement de la chair des animaux par l'acide nitrique. A cet effet, on introduit dans une cornue, posée sur un bain de sable, de la chair musculaire coupée menue; on verse dessus partie égale d'acide nitrique concentré; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger, sous une cloche, dans la cuve hydropneumatique. L'appareil bien luté, on distille à une douce chaleur, et on recueille le gaz, qui prend, dans la cloche, la place de l'eau.

Pendant cette opération, la substance animale est décomposée; l'hydrogène et le carbone qu'elle fournit, s'unissent avec l'acide nitrique, pour former une matière graisseuse, et l'azote libre se dégage combiné avec le calorique, avec lequel il a une grande attraction.

La décomposition de l'air atmosphérique, par le moyen d'une grande cloche, posée sur

un bain de mercure, dans laquelle on introduit un mélange de soufre et de fer pétris avec un peu d'eau, fournit aussi du gaz azote, mais qui est toujours impur : la combustion du phosphore, l'oxidation des métaux, les feuilles de quelques végétaux qui se décomposent dans une grande masse d'air, produisent également du gaz azote, en s'appropriant l'oxigène de l'air.

Quels sont les caractères du gaz azote ?

Ce gaz est incolore, transparent, raréfiable, et d'une odeur fade; il est impropre à la combustion et à la respiration (1).

Une bougie, allumée et plongée dans une cloche remplie de gaz azote, s'y éteint très promptement; les animaux que l'on tient dans un vaisseau qui en est plein, y périssent sur-le-champ. Propriété qui lui a fait donner le nom d'azote, de l'*a* privatif, et de *zoé*, vie.

Quelles sont les substances avec lesquelles l'azote peut se combiner ?

---

(1) Ainsi que l'azote, le gaz hydrogène et le gaz acide carbonique ont la propriété d'éteindre les corps enflammés qu'on plonge dedans, et d'être impropres à la respiration. Mais la différence qui distingue l'azote, c'est que son mélange avec l'oxigène n'est pas inflammable; qu'il forme, en certaines proportions avec ce gaz, de l'ammoniaque; et qu'insoluble dans l'eau, il ne donne pas de précipité avec l'eau de chaux, comme le fait l'acide carbonique.

Le gaz azote a la propriété de se combiner avec plusieurs corps : dans ce cas, il se décompose, c'est-à-dire qu'il perd le calorique qui lui donnait la forme gazeuse, pour s'unir aux substances avec lesquelles il a de l'affinité. Combiné en différentes proportions avec l'oxigène, il forme le gaz oxide d'azote, le gaz nitreux et l'acide nitrique ; cette dernière propriété d'engendrer l'acide nitrique, lui a fait donner, par quelques chimistes, le nom de *nitrogène*.

La combinaison du gaz azote avec le phosphore, quand celui-ci retient quelques parties d'oxigène, a été appelée par *Fourcroy*, *azoture de phosphore oxidé*.

Le soufre fondu dans le gaz azote, s'y dissout en partie et forme du gaz azote sulfuré, d'une odeur extrêmement désagréable, dont la présence a été constatée tout nouvellement dans l'eau minérale d'Aix-la-Chapelle.

La combinaison de 0,79 d'azote et de 0,21 d'oxigène, forme, comme nous le verrons par la suite, l'air atmosphérique que nous respirons.

Le gaz azote entre, comme partie constituante, dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque.

L'eau ne paraît pas avoir d'action sur ce

gaz ; cependant si on en agite dans de l'eau purgée d'air, il s'y interpose , et on peut l'en retirer avec toutes ses propriétés caractéristiques.

3°. *De l'Air atmosphérique et de sa composition.*

Qu'est-ce que l'air atmosphérique ?

L'atmosphère est un fluide très mobile, composé de toutes les exhalaisons qui ont la faculté de rester sous la forme de gaz , au degré de pression et de température dans lequel nous vivons.

L'air atmosphérique est un composé d'oxigène , d'azote , d'acide carbonique et de calorique qui donne la forme de gaz à ces corps ; sa composition , dans quelques lieux et dans quelque saison qu'on le puise , est constamment la même. L'analyse la plus exacte a démontré qu'il était composé de 0,79 d'azote , 0,21 d'oxigène , et 1,00 d'acide carbonique. Indépendamment de ces trois principes , l'air contient , par pouce cube , d'après M. *Saussure,* un soixante-septième d'eau en poids , qui y est mêlée à l'état de vapeur, ou bien dissoute, comme les sels le sont dans l'eau, ainsi que beaucoup de physiciens l'ont avancé.

Comment prouve-t-on que l'air atmosphérique admet dans sa composition plusieurs sortes de gaz ?

On démontre la composition de l'air par plusieurs belles expériences que nous devons au génie de l'illustre *Lavoisier*, qui nous a fait connaître le premier sa composition intime. Ce grand homme mit dans une cornue, dont il connaissait la capacité, une quantité de mercure très exactement pesé ; il adapta au col de la cornue un appareil qui contenait, par le moyen d'une cloche, un volume d'air aussi déterminé ; il chauffa graduellement le matras, et le mercure fut oxidé en rouge. L'appareil refroidi et démonté, il reconnut qu'une partie de l'air de la cloche avait été absorbé ; que le mercure, en s'oxidant, avait acquis en poids la quantité exacte qui manquait à l'air, et que le fluide élastique restant était impropre à la combustion. L'oxide rouge de mercure, soigneusement distillé dans un appareil fermé, fournit tout l'oxigène absorbé ; lequel, mêlé avec le gaz qui était resté dans la cloche, recomposa, avec toutes ses propriétés, la quantité d'air qu'il avait soumis à l'expérience.

Si l'on met une bougie allumée sous une cloche remplie d'air atmosphérique, et environnée de toutes parts d'eau, on remarque

qu'à mesure que la bougie brûle, l'eau monte dans la cloche ; ce qui prouve évidemment qu'il y a un principe de l'air absorbé : la flamme de la bougie ne dure pas long-temps ; peu à peu elle perd de son éclat, se rétrécit, et finit par s'éteindre. En examinant ce qui reste dans la cloche, on s'assure que ce n'est que de l'azote, plus un peu d'acide carbonique, et que l'autre principe, qui faisait partie de l'air contenu sous la cloche, a été absorbé ; ce qui ne peut être autrement, puisqu'il n'y a jamais de combustion sans fixation de l'oxigène.

L'azote étant impropre à la respiration, et se trouvant en plus grande proportion dans l'atmosphère que l'oxigène, n'exerce-t-il pas une action nuisible sur nos organes ?

On serait porté à croire en effet, que l'atmosphère contient trop d'azote pour notre existence ; mais il était nécessaire de tempérer l'action très vive de l'oxigène, parceque ce gaz trop actif, trop vif, consumerait nécessairement la vie, si son intensité n'était atténuée ou détruite par la présence de l'azote, dans lequel il est, pour ainsi dire, comme enchaîné.

Les fluides élastiques qui composent l'air, sont-ils combinés chimiquement ou simplement mélangés ?

Les différens gaz qui constituent l'air, peuvent être considérés comme des fluides mécaniquement mélangés, que l'agitation des vents, le mouvement rapide et l'extrême ténuité des molécules unissent étroitement ; de manière qu'il est très difficile de séparer entièrement les substances qui le composent. C'est ainsi qu'on ne connaît jusqu'à présent aucun corps ni aucun moyen capables d'isoler le gaz azote de l'atmosphère, et qu'on ne le met à nu qu'en absorbant, par des combustibles, l'oxigène qui lui est uni. C'est ainsi encore que la petite quantité d'acide carbonique que renferme l'air, y est tellement identifiée, qu'on n'est pas encore parvenu à le soustraire en totalité ou à l'état de pureté.

On a observé dans plusieurs pays, que l'air, quoique mêlé d'une foule de substances hétérogènes, était à très peu de chose près le même par toute la terre et dans tous les lieux ; et que l'atmosphère dans laquelle un grand nombre de personnes rassemblées avaient séjourné quelque temps, quoique putride et d'une odeur insupportable, n'offrait pas à l'examen de différence notable : l'analyse de l'air puisé dans les théâtres, au commencement et à la fin du spectacle, dans les prisons peu aërées, et dans les hôpitaux où il y avait

un grand nombre de malades encombrés, a appris que sa composition n'était en aucune manière altérée ; et on s'est convaincu que les effets délétères de l'air, qui se manifestent dans quelques circonstances, tiennent à des causes qui nous sont inconnues.

Quelles sont les propriétés de l'air atmosphérique ?

Indépendamment des caractères chimiques de l'atmosphère dont nous avons fait l'énumération, ses propriétés générales sont d'être invisible, insipide, pesant, élastique, inodore, et incondensable en liqueur par l'action du froid.

1°. Son invisibilité : les nuages et les brouillards rendent quelquefois l'air opaque ; mais ces causes accidentelles détruites, il ne paraît jouir d'aucune couleur, et quoiqu'en masse, il offre la teinte azurée ; il conserve cependant une très grande transparence, puisque c'est à travers son volume que nous distinguons les objets, même à des distances considérables.

2°. Son insipidité : cette propriété a été contestée par beaucoup de personnes ; nos organes, habitués à son impression, n'y trouvent point de saveur ; et ce n'est que par les sensations douloureuses qu'il produit sur l'enfant nouvellement né, sur les plaies découvertes,

ou sur les nerfs des animaux, que nous éprouvons l'effet de son contact.

3°. Sa pesanteur, variable en raison de la température et des matières étrangères qu'il contient, est démontrée par les théorèmes du baromètre et de la machine pneumatique.

Un verre plein d'eau, qu'on retourne après avoir appliqué une carte à sa surface, nè laisse pas échapper ce liquide, parceque l'air pèse en tout sens.

L'éther est liquide au degré de pression de notre atmosphère; transporté sur les hautes montagnes, il se vaporise en un instant. La pression de l'air s'oppose à l'évaporation et à l'effervescence de certains corps.

4°. Il est élastique: une vessie remplie d'air, fortement liée à l'extrémité et tenue quelques minutes près un brasier, crève avec force par l'effet de la dilatation de l'air.

5°. L'air est inodore. Ce dernier caractère ne lui appartient qu'autant qu'il est très pur; mais, habile à se saturer de miasmes putrides, il a quelquefois une odeur nauséabonde très désagréable, qu'on lui enlève par l'usage des fumigations guytoniennes, dont nous parlerons ci-après.

Y a-t-il quelques moyens de reconnaître la pureté de l'air atmosphérique?

On s'assure de la pureté de l'air, en mesurant la quantité d'oxigène qu'il contient, par le moyen d'un instrument qu'on appelle *eudiomètre*. L'art qui traite de cette partie se nomme *eudiométrie*.

4°. *Du Gaz hydrogène; Gaz hydrogène carboné, sulfuré, arsénié.*

Qu'est-ce que le gaz hydrogène ?

Le gaz hydrogène est un fluide aériforme, treize fois plus léger que l'air atmosphérique, qui s'exhale quelquefois naturellement des mines, des marais et autres lieux, et qui, un des principes constituans des substances végétales et animales, reste constamment sous forme de gazéïté, au degré de pression et de température dans lequel nous vivons.

D'où retire-t-on le gaz hydrogène ?

On extrait le gaz hydrogène de tous les corps dans lesquels il entre comme partie constitutive. C'est la décomposition de l'eau qui fournit le plus pur : pour cet effet, on fait passer de l'eau en vapeur à travers un canon de fusil rougi au feu, et incliné par sa partie la plus étroite, à laquelle on adapte un tube de verre, plongeant sous une cloche remplie d'eau; on le dégage encore souvent par le moyen de l'acide sulfurique ou muriatique, étendus

d'eau, en se servant de fer ou de zinc; dans ce cas, on introduit dans une fiole à médecine, quatre-vingt-seize grammes (trois onces) de limaille de fer ou du zinc, on verse dessus deux cent cinquante-six grammes (huit onces) d'acide sulfurique, qu'on a eu soin d'affaiblir avec huit cent quarante-six grammes (vingt-sept onces) d'eau; on adapte au col de la bouteille un tube de verre recourbé, que l'on fait plonger sous une cloche. A l'instant même où l'acide se trouve en contact avec le fer, il se manifeste une vive effervescence; l'eau qu'il contient se décompose, l'oxigène se porte sur le métal qu'il oxide, et l'hydrogène fondu dans le calorique se dégage sous forme de fluide élastique.

On peut encore retirer le gaz hydrogène par la distillation des végétaux et la putréfaction des matières animales; mais alors ce gaz est très impur et saturé de carbone. Il se trouve aussi abondamment dans les étangs et les eaux stagnantes, d'où il se dégage après une forte pluie sous forme de bulles qui viennent crêver à la surface. Dans toutes ces circonstances, ce gaz est le produit de la décomposition des substances végétales et animales, mais particulièrement de la décomposition de l'eau. Les jets de lumière que les gens de la

campagne considèrent avec tant d'effroi, ne sont dus qu'à du gaz hydrogène mis en ignition par le fluide électrique.

Quelles sont les propriétés du gaz hydrogène?

Le gaz hydrogène à l'état de pureté, est invisible, élastique, et d'une odeur alliacée désagréable. Il est insoluble dans l'eau; cependant habile à se mélanger avec ce liquide, on peut lui en faire absorber une assez grande quantité par le moyen d'une machine de pression, comme l'a pratiqué M. *Paul.* Il est combustible et brûle avec une flamme bleuâtre, avec le contact de l'air; car, dans le cas contraire, il peut être considéré comme impropre à entretenir la combustion, puisque, dans des vases clos, le phosphore se fond dans son milieu sans brûler.

Le gaz hydrogène, mêlé avec le gaz oxigène, et allumé, brûle rapidement et avec une détonation extraordinaire. Deux parties de gaz hydrogène, contre une de gaz oxigène, en mesure, constituent le gaz bruyant qu'on appelle *air tonnant.*

Le résultat de sa combustion fournit considérablement d'eau, propriété qui a fait donner à ce fluide élastique, le nom d'hydrogène, qui dérive de deux mots grecs qui signifient *générateur de l'eau.*

La combustion de l'hydrogène à l'air atmosphérique dans un petit tube de verre, terminé par une pointe capillaire, produit un son semblable à la vibration d'une corde de clavecin, lorsqu'on entoure le jet de la flamme qui se manifeste, d'un cylindre ou tube de verre d'environ deux pieds de long sur un pouce de diamètre; lequel son se modifie à volonté, en élevant ou abaissant plus ou moins le cylindre. Ce phénomène très remarquable est l'*harmonique chimique*.

Le gaz hydrogène est impropre à la respiration, parcequ'il ne contient pas d'oxigène; cependant on peut en avaler un certain volume, comme l'a prouvé l'infortuné *Pilatre de Rozier*, qui en a respiré une assez grande quantité sans être incommodé. Inspiré avec modération, on l'a conseillé aux chanteurs d'opéra, auxquels il augmente, dit-on, le volume de la voix, en lui donnant de la pureté. Un animal plongé dans une cloche qui en est remplie, périt en peu d'instans dans un état convulsif très violent.

Dans quel endroit se porte le gaz hydrogène que fournit la décomposition naturelle de l'eau et des différentes substances de la nature?

La quantité prodigieuse de gaz hydrogène

qui se dégage de la surface de la terre, gagne, à ce qu'il paraît, les régions supérieures, où il s'accumule en grande masse pour produire ensuite par son inflammation successive ou rapide, les divers météores lumineux qui donnent lieu à la foudre, aux éclairs, aux aurores boréales, aux étoiles tombantes, etc., etc. C'est en raison de son extrême légèreté qu'il a été, depuis peu d'années, employé avec succès à la formation des ballons aérostatiques.

Quels sont les corps avec lesquels le gaz hydrogène peut se combiner ?

Le gaz hydrogène dissout une infinité de corps, ce qui donne naissance à des produits variés très intéressans. Ses principales combinaisons ont lieu avec le carbone, le soufre, le phosphore, l'arsenic, et quelquefois avec les métaux; son union avec ces derniers constitue les *hydrures*.

On obtient le gaz hydrogène *carboné*, en faisant passer de l'alcohol ou de l'éther en vapeur sur du charbon rougi dans un tuyau de porcelaine; ou bien en distillant dans une cornue du charbon mouillé, et recueillant ce qui se dégage sous une cloche : les substances végétales et animales qui se pourrissent dans l'eau, en exhalent des quantités très considérables; il s'en dégage aussi des eaux bour-

beuses, des marais, et des égoûts : les huiles traitées par les acides en fournissent encore de très grandes proportions.

Le gaz hydrogène carboné, qu'on retire par la distillation du mélange de soixante-quinze parties d'acide sulfurique et de vingt-cinq parties d'alcohol, dépose, en brûlant au contact de l'air dans un matras, une substance huileuse qui a beaucoup de ressemblance avec l'huile douce de vin, que les chimistes de la Hollande ont appelé *Gaz oléfiant* (1).

Le gaz hydrogène carboné, d'une pesanteur spécifique plus grande que l'hydrogène pur, est insoluble dans l'eau, d'une odeur fétide très désagréable, et tout-à-fait impropre à la respiration : le charbon qui lui est combiné s'y rencontre sous deux états différens ; oxigéné, sans être acide, c'est l'hydrogène carboné, et à l'état simple, ou sans oxigène, ou moins sensiblement, c'est l'hydrogène carburé.

L'acide muriatique oxigéné décompose le

---

(1) D'après M. *de Saussure*, le gaz oléfiant, qui se produit en chauffant une partie en poids d'alcohol et quatre parties d'acide sulfurique, est formé de :

Carbone.	0,86
Hydrogène.	0,14

gaz hydrogène carboné et le convertit au bout d'un certain temps en gaz oxide de carbone. (*Voyez* ce que nous avons dit de ce fluide élastique, en parlant du charbon.)

On obtient le gaz hydrogène *sulfuré*, en versant sur du sulfure de fer pulvérisé et introduit dans une cornue, de l'acide sulfurique affaibli, et recueillant le gaz sous des cloches remplies de mercure ou d'eau chaude.

Ce gaz, plus pesant que l'hydrogène pur, est soluble dans l'eau, et sert à préparer les eaux sulfureuses artificielles ; il verdit le sirop de violette, a une odeur infecte d'œufs pourris, brûle à l'air avec une flamme bleuâtre, et dépose du soufre ; il s'unit, à la manière des acides, avec les substances alcalines et métalliques, et forme des combinaisons cristallisables qu'on appelle *hydro-sulfures*. Cette propriété de se combiner avec les bases salifiables, sans cependant être acide, et de fournir des produits capables de prendre une forme régulière, ayant fait l'objet des recherches de quelques chimistes, on lui a donné le nom impropre d'acide *hydro-thionique*.

Dans quelques circonstances, ce gaz peut, d'après M. *Thénard*, se surcharger de soufre et former une substance qui a reçu le nom de *soufre hydrogéné huileux* ou *liquide*, produit

qu'on obtient en traitant un hydro-sulfure alcalin avec une forte proportion d'acide muriatique.

Le gaz hydrogène *phosphoré*, aussi intéressant que le précédent, se retire du mélange de deux parties de potasse caustique dissoutes dans un peu d'eau et d'une partie de phosphore qu'on fait bouillir dans une cornue tubulée, au bec de laquelle on adapte un tube qui aboutit à une cloche remplie de mercure. Dans cette opération, l'eau est décomposée; une partie du phosphore forme avec son oxigène de l'acide phosphorique qui se combine avec l'alcali, pendant que l'hydrogène s'unit à une autre portion de phosphore et forme le gaz hydrogène phosphoré. (*Voyez*, Phosphore.)

Ses propriétés sont de s'allumer au seul contact de l'air atmosphérique, caractère très singulier et qui a fait supposer que son dégagement dans les cimetières donnait lieu à ces flammes éclatantes connues sous le nom de *feux follets*; d'avoir une odeur fortement alliacée ou de poisson pourri, de faire périr sur-le-champ les animaux qu'on y plonge, et de réduire plusieurs oxides métalliques, en se combinant avec eux pour former des phosphures.

Ce gaz n'a que peu ou point d'action sur les

alcalis et les terres, parceque son élasticité trop considérable s'oppose à ses combinaisons, de manière qu'il n'existe pas de phosphures hydrogénés, ni d'hydro-phosphures.

L'eau a la propriété de dissoudre en partie le gaz hydrogène phosphoré. La solution a une couleur jaune, une saveur amère, et une odeur fétide ; elle se décompose à l'air, et laisse déposer du phosphore d'une couleur rouge, c'est-à-dire, à l'état de carbure de phosphore, selon M. *Thénard.*

Le gaz hydrogène *arsénié* est peu important, il s'obtient en faisant bouillir dans de l'acide muriatique de l'arsenic qui passe à l'état d'oxide et se dissout ensuite, pendant que l'hydrogène arsénié se dégage.

Ce gaz d'une odeur nauséabonde et infecte, asphyxie les animaux, brûle avec une flamme bleuâtre, et laisse déposer de l'arsenic.

CHAPITRE IV.

DEUXIÈME CLASSE.

Corps brûlés, ou Composés binaires.

PREMIÈRE SECTION.

§. Ier.

Des Oxides.

Qu'entend-on par oxide ?

On donne le nom d'oxide à tous les corps combustibles oxigénés qui ne sont pas acides.

Y a-t-il quelques expériences qui prouvent que c'est la fixation de l'oxigène dans un corps, qui donne lieu à la formation des oxides ?

Le célèbre *Lavoisier* a, le premier, démontré d'une manière irrécusable, que l'accumulation de l'oxigène dans les corps était la cause de toute oxidation. Un métal, chauffé dans une atmosphère de gaz oxigène, absorbe presque en totalité ce fluide aériforme, se recouvre d'une poussière qui ternit son éclat, et finit par prendre l'aspect d'une substance terreuse friable, avec augmentation d'un dixième de son poids. L'oxide formé, soigneusement recueilli, et traité à une haute température dans

un appareil convenable, fournit très exactement la quantité d'oxigène équivalente à l'augmentation du poids que le métal avait acquis dans son oxidation.

Tous les métaux ont-ils la même tendance à se combiner avec l'oxigène, pour former des oxides ?

La combinaison de l'oxigène avec les corps que l'on veut oxider, se fait avec plus ou moins de facilité, parceque l'affinité entre ces corps est très variable, et qu'elle peut être modifiée par plusieurs causes. C'est ainsi que, pour surmonter la force de cohésion qui est un obstacle à l'oxigénation, on fait chauffer les métaux, afin que leurs molécules plus écartées admettent plus facilement l'oxigène ; ou bien encore qu'on les mêle entre eux, pour former des alliages qui ont une cohésion moins considérable, et qui, conséquemment, sont plus facilement oxidables que les métaux simples. La volatilité variable dont jouissent quelques métaux qu'on soumet à l'action du calorique, apporte aussi des modifications dans leur oxigénation. En général, l'état de fusion paraît être le plus favorable pour la combinaison ; une température plus élevée donne trop d'expansibilité à l'oxigène, et tend à désoxider le métal.

Les oxides métalliques admettent-ils des proportions différentes d'oxigène, ou sont-ils entièrement saturés de ce principe?

Les oxides métalliques contiennent des proportions d'oxigène plus ou moins considérables, et peuvent en absorber des quantités très variables suivant leur nature. Quelques-uns sont susceptibles, par une augmentation d'oxigène, de passer à l'état acide : on les appelle *oxides acidifiables*. D'autres, au contraire, restent toujours sous forme d'oxide, et ne passent jamais à l'acidification, de quelque manière qu'on les traite : on nomme ceux-là *oxides non acidifiables*. Ces derniers contiennent plus ou moins d'oxigène, suivant que les nuances ou couleurs qui caractérisent les oxides d'un même métal, sont peu ou beaucoup prononcées. Cette détermination du degré d'oxidation, par les différentes couleurs propres à chacun, suivant qu'ils ont éprouvé l'action plus ou moins prolongée du calorique, est assez généralement reçue; cependant elle a été révoquée depuis peu de temps, et beaucoup de chimistes, en n'admettant avec M. *Proust* que deux proportions invariables d'oxigénation pour les métaux, pensent que les degrés intermédiaires entre le *minimum* et le *maximum* n'existent que lorsqu'on refuse aux

oxides les moyens de se saturer davantage ; c'est ainsi que l'argent, le cuivre et l'arsenic n'ont offert, jusqu'à ce jour, que deux degrés distincts d'oxidation.

Un oxide tout formé, et dans son dernier terme d'oxidation, peut encore recevoir de l'oxigène, lorsqu'on le traite avec des substances qui contiennent ce fluide condensé, et avec lequel elles ont peu d'affinité. Cette opération, qui se pratique assez souvent dans les laboratoires, constitue la *suroxidation*, opération opposée à la *désoxidation* qui a pour objet de ramener un oxide à son état primitif, en le privant de l'oxigène qui lui était combiné.

Un corps combustible qu'on désoxide, retient assez souvent de l'oxigène, mais non en assez grande quantité pour rester oxide ; alors cette combinaison de l'oxigène, dans laquelle il existe en si petite proportion, prend le nom d'*oxidule*.

N'y a-t-il que le règne minéral qui fournisse des oxides ?

A proprement parler, un véritable oxide ne peut être formé que par une substance métallique ; cependant on donne encore ce nom à d'autres corps qui sont oxigénés : ainsi, par exemple, quand on veut désigner une sub-

stance qui a absorbé de l'oxigène sans être cependant portée à l'état d'oxide, mais seulement voisin de l'état salin, on l'appelle oxide; d'après cela, on dit oxide de soufre, quand ce corps a été chauffé pendant quelque temps au contact de l'air, et qu'il est devenu rouge ou brun; oxide de phosphore blanc, quand il a brûlé lentement par l'air contenu dans l'eau où on le conserve, c'est-à-dire qu'il s'est recouvert d'une poussière banche demi-transparente; et oxide de phosphore rouge, à la poudre écailleuse qu'il laisse après sa combustion rapide (1). L'azote peut lui-même s'oxigéner et passer à l'état d'oxide d'azote, comme nous l'avons déjà remarqué.

De quelle manière oxide-t-on les métaux?

Les substances métalliques peuvent être oxidées par tous les corps qui sont capables de leur fournir de l'oxigène; l'air atmosphérique seul ou aidé de l'humidité, détermine,

---

(1) Il est important de se rappeler ici que, conformément aux idées nouvelles de M. *Thénard*, le résidu rouge que fournit la combustion rapide du phosphore n'est pas dû, comme le croient la plupart des chimistes, à l'oxidation de ce corps combustible, mais qu'il est propre au carbure de phosphore qui se produit dans ce cas.

dans un assez court espace de temps, l'oxidation de plusieurs, tels que le fer, le cuivre, le manganèse, etc.

L'eau, en se décomposant sur les métaux, hâte singulièrement leur oxidation par la fixation de son oxigène avec ces corps. C'est ainsi que de la limaille de fer mouillée qu'on expose à l'air, y perd dans peu de jours son brillant, et s'oxide; mais l'effet est plus énergique, si la température est élevée, comme quand on fait tomber peu à peu de l'eau sur du fer rouge.

Les acides étendus d'eau, et en contact sur les métaux, accélèrent aussi considérablement leur oxidation, parcequ'ils favorisent la décomposition de l'eau qu'ils contiennent. Assez souvent même, l'oxidation des métaux a lieu par la décomposition partielle des acides, comme cela arrive. Pour les acides dont l'oxigène n'a pas une très grande affinité avec le radical. Dans d'autres circonstances, l'acide et l'eau sont décomposés tous les deux à la fois par le métal, comme on l'observe, par exemple, dans l'oxidation de l'étain par l'acide nitrique.

Le procédé le plus ordinaire pour oxider les substances métalliques, consiste à les traiter pendant quelque temps à une haute température, parceque l'action du calorique s'opposant à la cohérence des molécules, favorise la

combinaison de l'oxigène. La calcination à l'air libre, est le procédé que l'on emploie généralement pour la préparation des oxides, et voilà pourquoi on leur avait donné la mauvaise dénomination de chaux métalliques.

Quels sont les caractères des oxides métalliques?

En général, les oxides métalliques sont sous forme de poussière plus ou moins fine, pesante, et de différente couleur; leur saveur est souvent acerbe, âcre et caustique.

Quelle est l'action des agens chimiques sur les oxides métalliques?

Le calorique exerce une action puissante sur les oxides, mais il agit sur eux avec plus ou moins d'énergie : ceux qui ont une forte attraction pour l'oxigène, sont peu ou point altérés lorsqu'on les chauffe; mais ceux qui adhèrent peu à ce gaz, sont entièrement décomposés et *revivifiés* : on obtient, dans tous les cas, du gaz oxigène. La lumière débrûle quelques oxides, et tend à les ramener à l'état de métaux; c'est pour cela qu'il est indispensable de les tenir dans des vases opaques ou abrités du fluide lumique, si on veut les conserver sans altération.

L'action mécanique de l'eau sur la plupart des oxides métalliques, divise prodigieusement

les molécules, et leur donnent une ténuité extrême qui avive singulièrement la couleur qui est propre à chacune; quelques oxides cependant se laissent dissoudre par l'eau; mais ceux-là qui appartiennent au genre des oxides acidifiables, ont aussi le plus grand rapport avec les acides, et en font quelquefois les fonctions. Tel est, par exemple, l'arsenic. (*Voyez* ce mot.)

Les huiles grasses traitées à chaud ou à froid avec les oxides métalliques, s'y combinent intimement, et forment plusieurs combinaisons qu'on distingue sous le nom de savons métalliques ou bien d'emplâtres, quand l'action de ces corps a été directe.

L'oxigène adhère-t-il fortement et uniformément aux oxides métalliques?

Les oxides métalliques retiennent l'oxigène avec plus ou moins de violence; il en est qu'on désoxide avec la plus grande facilité; il suffit, pour cela, de les exposer, comme nous l'avons déjà dit, au contact d'une vive lumière; d'autres, un peu plus difficiles, demandent l'action réunie de la lumière et du calorique; enfin, quelques-uns retiennent avec tant d'opiniâtreté l'oxigène qui leur est combiné, que l'on est obligé, pour opérer leur réduction, d'employer des substances qui ont plus d'attraction

avec l'oxigène que le métal. Le charbon est un réductif puissant et fréquemment employé : à cet effet on soumet à l'action du calorique, dans une cornue ou dans un creuset, si l'on ne veut pas recueillir les produits, un mélange de poudre de charbon et d'oxide; pendant l'opération, l'oxigène se porte sur le carbone du charbon, pour former de l'acide carbonique qui se dégage, et le métal est revivifié.

Distingue-t-on plusieurs espèces d'oxides ?

Les oxides sont distingués les uns des autres par beaucoup de chimistes, d'après les divers degrés d'oxidation que décèle l'intensité de leurs couleurs : ainsi, on dit oxide blanc, noir, rouge, vert, etc., suivant la nuance qui caractérise chaque espèce.

M. *Proust*, qui veut qu'on mesure le degré d'oxidation des métaux par la proportion d'oxigène qu'ils contiennent, n'admet que le *minimum* d'oxigénation qu'on nomme aujourd'hui *protoxide*, et le *maximum* qui est appelé *peroxide*. Il serait peut-être aussi convenable d'adopter, comme l'a proposé *Thomson*, pour désigner les différens oxides du même métal, les termes *protoxide*, pour exprimer le premier degré d'oxidation; *deutoxide*, pour le second; *tritoxide*, pour le troisième, etc., etc. Les propriétés variées des oxides considérées

dans leur ensemble, ont servi à *Fourcroy* à établir quatre genres qu'il a appelés,

1°. *Oxides binaires primitifs*, c'est-à-dire ceux saturés dans leur principe et dès leur première combinaison : telle est l'eau considérée comme oxide d'hydrogène ;

2°. *Oxides binaires variables*, ceux qui ne sont point susceptibles de changer d'état, et qui restent toujours oxides, mais qui peuvent différer, suivant la dose d'oxigène qu'ils contiennent, comme la plupart des oxides métalliques ;

3°. *Oxides binaires acidifiables*, ceux qui, par une nouvelle quantité d'oxigène, passent à l'état d'acide : tels sont le soufre, le phosphore, etc... ;

4°. *Oxides ternaires*, ceux qui sont composés de trois principes : tels sont, par exemple, les oxides végétaux, etc.

§. II.

De l'Eau considérée comme Oxide d'hydrogène.

Qu'est-ce que l'eau?

L'eau à l'état de pureté, est un liquide diaphane, inodore, et d'une saveur vive et fraîche.

L'eau existe abondamment dans l'univers ;

mais on la trouve sous différents états. Liquide, elle constitue les sources, les fontaines, les ruisseaux, les lacs, les fleuves, les rivières : fluide élastique, elle forme les nuages, les vapeurs, etc. La nature nous l'offre avec profusion. On la rencontre dans l'intérieur de la terre, à sa surface, et même dans l'air atmosphérique, comme nous le verrons ci-après.

Les chimistes considèrent l'eau dans l'état de glace, dans l'état de liquide, dans celui de gaz ou de vapeur.

De la Glace.

Qu'est-ce que la glace?

La glace est de l'eau qui s'est solidifiée en perdant soixante degrés de chaleur qui lui donnait la liquidité.

La congélation de l'eau pour former la glace, commence par de petites aiguilles trièdres qui prennent naissance à la surface de l'eau, et qui augmentent successivement de manière que les vides se remplissent par de nouveaux cristaux, jusqu'à ce que la masse de glace soit complète.

L'eau, en se congelant, acquiert un volume capable de briser les vases qui la contiennent, de faire éclater avec bruit des sphères métalliques, et de fendre des rochers ou des arbres

dans l'intérieur desquels elle se solidifie. La cause de cette prodigieuse dilatation a été assignée pendant long-temps au dégagement des bulles d'air logé dans les pores de l'eau; mais celle qui a été purgée de ce fluide gazeux par l'ébullition, offrant en se congelant la même augmentation, on a attribué le phénomène à l'arrangement particulier que contractent les molécules de l'eau pendant sa solidification.

Y a-t-il quelques moyens d'augmenter l'intensité du froid, et d'accélérer la congélation de l'eau?

Il est des circonstances où l'eau refroidie à plusieurs degrés sous *zéro*, conserve cependant sa liquidité naturelle, mais se solidifie par le plus petit mouvement, ou par la présence d'un cristal de glace. Cet effet, que l'on peut aussi faire naître par le choc électrique, se remarque encore dans la cristallisation de certains sels, qui, dissous dans l'eau, se groupent spontanément, par le plus léger mouvement, en une masse qui affecte ordinairement une forme confuse ou irrégulière : ce phénomène de la solidification de l'eau par une faible agitation, paraît avoir pour cause, comme plusieurs savans l'ont remarqué, un certain mouvement qui se manifeste dans l'intérieur du liquide; plusieurs physiciens, ce-

pendant, l'attribuent au dégagement de quelques molécules de calorique qui adhèrent très faiblement au liquide, de manière qu'un léger ébranlement suffit pour l'en priver; d'autres croient que, dans le mouvement des molécules de l'eau, le fluide électrique ayant accès, produit une action qui rapproche et soude en cristaux les parties du liquide, ou augmente l'intensité du froid par plusieurs moyens : la dissolution dans trente-deux parties d'eau, de onze parties de muriate d'ammoniaque sec, seize de sulfate de soude, et dix de nitrate de potasse desséché, produit un froid capable de congeler une quantité assez considérable d'eau, pendant même les plus fortes chaleurs de l'été. L'acide nitrique, le sulfate de soude et le muriate d'ammoniaque font descendre, par leur mélange, le thermomètre à huit degrés sous *zéro*. Dans chaque opération il y a un dégagement très considérable de calorique.

Quels sont les caractères de la glace?

La glace est d'une pesanteur spécifique moindre que l'eau, et surnage ce liquide, parceque l'écartement et le vide de ses parties lui donnent de la légèreté; c'est une cristallisation plus ou moins régulière, transparente, sapide et fusible au degré au-dessus de *zéro*.

Quels sont les usages de la glace?

La glace s'emploie intérieurement et extérieurement en boisson ou en topique. Dans les arts, on s'en sert pour congeler différens liquides sucrés qui entrent dans la composition des glaces, des sorbets, des fromages, et autres. Les liqueurs de table nouvellement fabriquées qu'on laisse pendant quelques heures dans un bain de glace, acquièrent de la vétusté par la pénétration mutuelle des molécules du fluide, et perdent, en peu d'instans, le goût de feu qu'elles retiennent lorsqu'on a mis peu de soin dans leur distillation. Les eaux distillées simples se bonifient aussi lorsqu'elles ont été plongées dans de la glace, et sont susceptibles de se conserver plus long-temps; c'est par l'action prolongée du froid que l'on condense le gaz acide muriatique oxigéné, et quelques liquides d'une odeur volatile trop fugace.

De l'Eau à l'état liquide.

Quels sont les caractères d'une bonne eau?

L'eau, pour être de bonne qualité, doit entrer facilement en ébullition, cuire les légumes secs, dissoudre complètement le savon sans former de grumeaux, et laisser dégager, par la simple agitation, beaucoup de bulles d'air.

Les physiciens reconnaissent la pureté de

l'eau par le moyen d'un instrument qu'on appelle *aéromètre;* le plus simple est celui que M. *Desparcieux* a inventé; il consiste à prendre une longue fiole de verre, d'une capacité connue, dans laquelle on introduit une quantité déterminée de mercure; on la ferme avec un bouchon qu'on a eu soin de percer dans son milieu, pour y faire passer un fil de fer d'un pied de longueur environ : la bouteille ainsi préparée, on la plonge, en tenant l'extrémité du fil de laiton, dans un gros tube de verre rempli d'eau; son ascension, ou son abaissement plus ou moins grand, fait distinguer la bonne ou la mauvaise qualité de l'eau.

L'eau admet-elle, entre ses molécules, quelques parties d'air, et la présence de ce corps exerce-t-elle quelque influence sur la bonne qualité de ce liquide?

L'air et l'eau se combinent par affinité réciproque; mais il paraît que l'air dissout plus d'eau que l'eau ne dissout d'air. Un vase de verre sec et froid que l'on porte dans un lieu chaud, se recouvre dans peu d'instans d'humidité, parceque l'eau dissoute dans l'atmosphère se condense sur les parois du vase.

On démontre la combinaison de l'air et de l'eau par le moyen d'un instrument qu'on appelle *hygromètre* : quelques corps avides d'eau,

qui attirent avec énergie l'humidité de l'atmosphère, et qui, par l'absorption qu'ils font, augmentent de volume et d'élasticité, sont, pour cet effet, employés avec succès; tels sont les cordes à boyau, les éponges, le chanvre, et particulièrement les cheveux : ceux-ci sont de toutes les substances hygrométriques, celles qu'on doit employer de préférence, comme l'a fait M. *Saussure* pour la formation de l'hygromètre dont il est l'auteur, parcequ'ils ont le précieux avantage d'être inertes, et de ne recevoir d'action par aucune des vapeurs de l'alcohol, de l'éther, des huiles, etc., etc. (Voyez la description et la figure de cet instrument dans le Manuel d'un Cours de Chimie de M. Bouillon-la-Grange). C'est à la présence de l'air dans l'eau que ce liquide doit sa saveur vive, fraîche et pénétrante; celle qui en est privée est lourde, fade et indigeste.

On reconnaît la présence de l'air dans l'eau, et on évalue à peu près sa quantité, lorsqu'en y mettant un cristal de sulfate de fer très pur, il se recouvre d'une poussière jaune, friable; ou bien encore, en versant dans ce liquide une petite quantité d'acide sulfurique concentré qui occasionne une vive effervescence quand l'eau est aérée.

L'air retiré de l'eau par le moyen d'une

pompe aspirante, ou tout simplement dégagé par l'ébullition, contient, d'après l'examen que plusieurs physiciens en ont fait, dix pour cent d'oxigène de plus que l'air ordinaire, ce qui lui donne un degré de pureté que n'a pas celui de l'atmosphère.

La nature nous fournit-elle de l'eau pure et sans aucun mélange?

L'eau pouvant s'associer à une infinité de corps, et coulant sur un sol bien différent dans sa composition, peut se charger d'une foule de matières hétérogènes qui altèrent sa pureté: celle de pluie la moins impure, doit être préférée avec celles des grandes rivières, pour l'usage alimentaire; mais pour la formation du pain, il convient mieux de se servir, comme l'a recommandé M. *Parmentier*, de celle de puits, quoique la plus préjudiciable à l'économie animale. M. *Chaptal* a remarqué que l'eau d'orages était moins pure que celle de pluie douce, que la première eau qui tombe est moins pure que celle qui survient ensuite, et que l'eau qui tombe par le vent du sud, contient assez souvent du muriate de soude. Les substances étrangères que l'on rencontre dans l'eau, sont des matières salines, telles que des muriates, des sulfates, des nitrates et des carbonates; souvent aussi du fer, de l'extractif

végétal, de l'acide carbonique, etc., etc. (*Voyez* les Eaux minérales.)

Comment obtient-on de l'eau pure ?

On dépouille l'eau de tous les principes étrangers qu'elle tient en dissolution, et on la met dans l'état le plus convenable pour les opérations délicates de la chimie et de la pharmacie, par le moyen de la distillation. A cet effet, on met, dans la cucurbite d'un alambic, une suffisante quantité d'eau de rivière ou de pluie, on adapte le couvercle ou chapiteau, et à son bec, un serpentin entouré d'eau froide. Les choses ainsi disposées, on élève l'eau en vapeur par le moyen d'un feu modéré, et on condense le gaz aqueux, en rafraîchissant souvent le chapiteau. L'eau distillée coule dans le serpentin, et se rend dans un vaisseau destiné à la recevoir.

Quels sont les principes constituans de l'eau ?

L'eau, d'après les belles expériences de *Lavoisier*, est composée à peu près de 0,15 parties d'hydrogène, et de 0,85 d'oxigène.

Cependant, une expérience plus exacte de MM. *Fourcroy*, *Vauquelin* et *Seguin*, a démontré que cent parties en poids d'eau sont composées de

Oxigène.	85,662
Hydrogène.	14,338

De quelle manière opère-t-on la décomposition de l'eau?

On opère la décomposition de l'eau à l'aide de plusieurs procédés d'une grande simplicité : dans tous les cas, on emploie des corps avec lesquels l'oxigène a plus d'affinité que pour l'hydrogène. On met dans un canon de fusil de la limaille de fer; on fait passer ce canon à travers un fourneau ardent, en observant de lui donner une légère inclinaison; on adapte à l'extrémité la plus élevée une cornue de verre, qui contient une quantité exactement déterminée d'eau distillée, et qui est posée sur un bain de sable; à l'extrémité inférieure on place un tube recourbé, qui va plonger sous la cuve hydro-pneumatique; on fait entrer l'eau que contient la cornue en ébullition, en même temps que le feu du fourneau maintient en rouge-blanc le canon. L'eau bouillante, vaporisée, enfile le conduit de fer, et s'y décompose; son oxigène se porte sur le métal, pour former un oxide de fer; le gaz hydrogène traverse le canon de fusil, et se rassemble sous une cloche que l'on a disposée pour le recevoir, sur la tablette de la cuve.

On opère encore la décomposition de l'eau, en disposant un tube de porcelaine, dans lequel on a introduit du charbon pilé, sur un

fourneau ardent, et on pratique de la même manière que dans l'expérience précédente; mais, dans ce cas, on obtient, sous la cloche, de l'acide carbonique et de l'hydrogène carboné. Les métaux, par leur grande affinité avec l'oxigène, ont aussi la propriété de décomposer l'eau, quand, sur-tout, leur température est élevée. Les végétaux, dans quelques circonstances, décomposent également l'eau; mais, lorsque cela arrive, c'est l'hydrogène qui est fixé, qui se combine, tandis que l'oxigène se dégage.

En réunissant les produits gazeux obtenus par la décomposition de l'eau, peut-on former la synthèse?

On peut reformer à peu près la quantité d'eau qu'on a décomposée, en brûlant, à l'aide de l'étincelle èlèctrique, dans l'appareil qu'a imaginé l'illustre *Lavoisier*, un mélange, dans des proportions requises, de gaz hydrogène et de gaz oxigène (*Voyez* le Traité de Chimie de *Lavoisier*). On peut encore, comme l'a indiqué M. *Biot*, pour composer l'eau, déterminer la combinaison et l'inflammation du gaz hydrogène et oxigène, par le simple effet d'une compression instantanée, qui produit en partie la séparation du calorique dans lequel sont fondus les deux fluides élastiques,

de manière que, ne pouvant se dissiper, il élève rapidement et suffisamment leur température, pour donner lieu à leur inflammation, dans l'état de pression qui existe.

De l'Eau en vapeur ou à l'état de gaz.

Combien de calorique l'eau absorbe-t-elle pour prendre l'état de gaz aériforme?

On convertit l'eau en gaz, en élevant sa température à quatre-vingts degrés de l'échelle de Réaumur.

L'eau, que l'action du calorique réduit à l'état de fluide gazeux, acquiert des propriétés particulières qui la distinguent essentiellement de son état de liquidité ordinaire. Elle est parfaitement invisible, et jouit d'une dilatation si considérable, qu'elle occupe huit cents fois plus d'espace. Son élasticité et son ressort sont tels, que, comprimée et fortement resserrée, elle fait éclater avec fracas des vaisseaux de métal d'une force et d'une dimension extraordinaires, et qu'elle fait mouvoir des masses énormes; elle pénètre et ramollit les substances les plus réfractaires. C'est ainsi que, dans le digesteur de Papin, les os, le bois, et autres matières de cette nature, sont réduits en bouillie en peu d'instans; qu'elle brûle les métaux,

et fendille avec violence les pierres les plus dures. Ainsi gazéifiée, elle se mêle à l'air en assez grande proportion, de manière qu'en augmentant l'élasticité de ce fluide, elle tempère aussi sa trop grande sécheresse, et préserve merveilleusement les végétaux et les animaux d'un air sec et avide d'humidité. C'est à l'eau vaporisée spontanément, à sa dissolution dans l'air, ou à sa précipitation par le froid, que sont dus la formation des nuages, des rosées et des brouillards. Prodigieusement divisée dans cet état de gazéité, elle est voisine de sa décomposition, et augmente singulièrement la combustion des corps gras, et du charbon de terre et de bois qui brûlent dans des fourneaux; son oxigène, dans cette circonstance, se porte sur la flamme qu'il excite, tandis que le gaz hydrogène qui se dégage brûle avec une violente déflagration : il est donc très dangereux, dans un incendie, de jeter une petite quantité d'eau sur les charbons incandescens, parceque, comme nous l'avons observé, on ne fait, par ce moyen, que fournir au feu un aliment de destruction. Il n'est personne, au reste, qui ne sache que les forgerons activent le feu de leur forge en faisant pleuvoir une petite quantité d'eau sur le combustible en ignition, ou bien encore qui n'ait remarqué

que les émailleurs, les souffleurs à la lampe, les serruriers, et autres artisans, augmentent l'intensité de la flamme, en dirigeant sur le foyer embrâsé le conduit d'un éolipyle, par lequel sort la vapeur de l'eau qu'on fait chauffer dans cette machine.

Quels sont les usages de l'eau?

L'eau, le menstrue le plus universellement répandu, a été de tout temps considérée comme le plus grand dissolvant de la nature. Par son action, les terres, les sels et les métaux, dissous ou divisés, sont chariés, entraînés dans le sein de la terre, et forment, par leur rassemblement, ces montagnes majestueuses que l'œil étonné considère avec effroi, et ces concrétions salines, qui affectent constamment des formes régulières, et brillent à nos yeux d'une lumière étincelante. C'est elle qui fertilise la terre, et qui préside à l'accroissement et au développement des végétaux et des animaux. Sans l'eau, la nature, stérile, inanimée, n'offrirait à l'homme que l'image de la désolation; et une fin certaine mettrait incessamment un terme à ses souffrances. C'est à l'aide de l'eau, et par son intermède, que le chimiste opère la plus grande partie de ses combinaisons et de ses analyses, et que le pharmacien extrait des substances qui sont soumises à l'em-

pire de son art le précieux produit, et le spécifique qui doit combattre et réparer les infirmités que le temps et les vicissitudes font naître ou déterminent chaque jour.

L'eau, qui jouit de la faculté de dissoudre une foule de matières hétérogènes, n'est jamais pure dans la nature; son action s'exerce surtout sur les matières salines qu'elle pénètre et dissout abondamment, sans cependant augmenter sensiblement de volume : cette propriété, constante dans ses effets, a été l'objet des recherches d'un grand nombre de physiciens. On a conçu, pour en expliquer les phénomènes, que les molécules de l'eau, ayant une forme sphérique, et glissant les unes sur les autres, formaient, par leur configuration toujours ronde, des interstices capables de loger des corps solubles. Ceci posé, on a expliqué la faculté que présente l'eau, de conserver, après sa saturation par un sel, assez de capacité pour en dissoudre un autre. C'est ainsi que ce liquide, complètement saturé de muriate de soude, qui affecte une forme cubique, laisse des distances qui peuvent recevoir des cristaux prismatiques de nitre, ou d'autres sels d'une forme cristalline différente.

DEUXIÈME SECTION.

Des acides en général.

Qu'entend-on par acides ?

On donne le nom d'acide à des corps qui ont acquis, par leur union avec l'oxigène, une saveur aigre, et la propriété de rougir toutes les couleurs bleues végétales, excepté celle de l'indigo.

Est-il démontré que la présence de l'oxigène dans un corps fasse naître l'acidité ?

Le résultat général des corps que l'on combine avec une certaine proportion d'oxigène, est l'acidification ; et ils cessent ordinairement d'être acides lorsqu'on leur enlève ce principe. On ne peut cependant pas entendre que toutes les substances acides contiennent de l'oxigène, parcequ'il est des circonstances où son union avec un radical (1) n'engendre pas les acides. C'est ainsi que la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène donne de l'eau ; qu'on ne fait que supposer l'oxigène comme partie constituante dans les acides muriatiques,

---

(1) On appelle *radical* d'un acide la base qui est unie à l'oxigène. Ainsi, on dit l'acide sulfurique a pour radical le soufre ; l'acide carbonique, le carbone, etc.

boraciques et prussiques, qui n'ont pas encore été décomposés; et que l'hydrogène sulfuré, que les Allemands ont nommé *acide hydro-thionique*, parcequ'il se combine avec plusieurs bases, et qu'il agit, dans beaucoup de cas, à la manière des acides, ne contient pas d'oxigène.

Quels sont les caractères des acides ?

Les acides sont solides ou liquides, volatiles ou fixes, quelquefois gazeux; ils causent sur la langue une sensation vive, piquante et mêlée d'astriction; ils se dissolvent avec plus ou moins de facilité dans l'eau, en laissant dégager du calorique, et se combinent avec les substances terreuses alcalines et à un grand nombres d'oxides métalliques avec lesquels ils forment des sels.

Distingue-t-on plusieurs espèces d'acides ?

Les acides étaient anciennement distingués en acides minéraux, acides végétaux, et acides animaux; mais cette division très inexacte est abandonnée, parcequ'on a reconnu que, dans une infinité de circonstances, plusieurs de ces acides existent dans les trois règnes à l'état de pureté ou mêlés avec plusieurs substances : le nombre des acides augmente et varie d'après le radical qui est uni à l'oxigène; en sorte que l'oxigène combiné avec le soufre, forme l'acide sulfurique; avec le nitre, l'acide nitrique; avec le car-

bone, l'acide carbonique, etc. On distingue encore les acides suivant la proportion d'oxigène qui entre dans leur composition. La terminaison en *ique*, indique une base saturée d'oxigène, tels sont les acides sulfurique, nitrique, phosphorique; et en *eux*, exprime, au contraire, les bases qui n'en sont pas saturées complètement, tels sont les acides sulfureux, nitreux, phosphoreux, etc. Il existe en outre une autre modification dont l'acide muriatique fournit un exemple, son radical pouvant encore se combiner avec deux proportions bien différentes d'oxigène que l'on désigne par les mots *oxigéné* et *suroxigéné*.

§. Ier.

De l'Acide carbonique.

Qu'est-ce que l'acide carbonique?

L'acide carbonique est la combinaison de 0,28 parties de carbone et de 0,72 parties d'oxigène. Il a été nommé anciennement *air fixe*, *air de la vadange, acide aërien, acide crayeux*, etc, etc.

Est-il démontré que cet acide est formé par la combinaison de l'oxigène et du carbone?

On démontre rigoureusement la composition de l'acide carbonique par plusieurs expé-

riences analytiques, dont la plus concluante est la suivante. On introduit dans un petit tube de verre fermé à une extrémité, une partie de phosphore et cinq parties de carbonate de soude desséché et en poudre fine; on ferme le tube à la lampe, en observant de le finir par une pointe capillaire; on fait chauffer, avec la précaution de ne pas mettre au contact du calorique le bout du tube où est placé le phosphore, et on entretient l'action du calorique, en entourant le tube de charbons allumés, jusqu'à ce que le carbonate de soude soit fondu : alors on propage la chaleur jusque sur le phosphore, qui, en brûlant, décompose l'acide carbonique du carbonate, s'empare de son oxigène, et passe à l'état d'acide phosphorique qui se combine ensuite à la base et forme un phosphate de soude, tandis que le carbone reste à nu à l'état d'oxide. Il y a, pendant l'opération, dégagement d'une petite quantité de gaz hydrogène phosphoré.

Dans cette expérience, on met en action deux affinités; celle de l'oxigène pour le phosphore, et celle de l'acide phosphorique qui se forme pour la seconde.

On isole l'oxide de carbone, en lavant la masse noire obtenue dans de l'eau distillée; le phosphate de soude se dissout, et le carbone

indissoluble reste sur le filtre au travers duquel on doit passer le liquide.

De quelle manière obtient-on l'acide carbonique ?

On obtient l'acide carbonique par plusieurs moyens. La combustion du carbone dans l'oxigène en fournit de très pur. La décomposition, par l'intermède du charbon, des sulfates et des nitrates, en laisse aussi dégager une grande quantité, de même que la décomposition de l'alcohol opérée par le moyen d'un tube de porcelaine rougi au feu. Dans les laboratoires on dégage cet acide, sous forme de gaz, des carbonates calcaires, à l'aide des acides sulfurique, nitrique, ou muriatique, suffisamment étendus d'eau. Pour cet effet, on se procure un matras à long col, qu'on perce à la partie inférieure latérale, de manière à pouvoir y ajuster un tube faisant l'office d'un robinet : d'une autre part, on met dans un flacon de *Woulf* à deux tubulures de l'acide sulfurique affaibli avec six fois son volume d'eau ; on fixe à l'une des tubulures (celle de gauche) un bouchon de liége percé d'un trou, pour y faire passer un tube de verre d'une forme à peu près semblable à celle d'une alonge de cornue, et dont l'extrémité supérieure est terminée par un entonnoir; on introduit dans ce tube un autre

tube plus petit, garni par un des bouts, de filasse ou de coton; on fixe à la seconde tubulure du flacon, un tube recourbé qui va s'adapter à l'extrémité du col du matras à robinet. Les choses ainsi disposées, on verse dans le tube de la craie délayée avec une suffisante quantité d'eau, et on fait agir le piston. Au moment où le carbonate calcaire se trouve en contact avec l'acide, le dégagement du gaz acide carbonique s'opère en produisant une vive effervescence, mais sans émission de chaleur, parce-que le gaz absorbe le calorique à mesure que son dégagement s'effectue. On recueille l'acide carbonique sous des cloches que l'on fait communiquer avec le tube latéral qui tient lieu de robinet.

Quels sont les caractères du gaz acide carbonique?

Le gaz carbonique est soluble dans l'eau, à laquelle il donne une saveur aigrelette agréable; il est élastique, conséquemment compressible, plus pesant que tous les autres fluides aériformes, et se trouve toujours dans les lieux bas et profonds : il rougit la teinture de tournesol, précipite l'eau de chaux, éteint les corps allumés, et asphyxie les animaux. M. *Chaptal* remarque qu'on ne peut rester sans être incommodé dans le voisinage des endroits où il

s'en dégage une certaine quantité; et il dit que lorsque le Boulidou de Pérols est à sec (1), les oiseaux qui cherchent à se désaltérer dans les ornières, sont enveloppés dans les vapeurs d'acide carbonique qui s'exhalent de ce marais et y périssent en peu d'instans.

L'acide carbonique existe-t-il sous plusieurs états?

Il se trouve sous trois états, 1°. gazeux, comme dans des endroits habités; dans les latrines, à la grotte du Chien près Naples, à la caverne de Pyrmont, dans quelques souterrains de la ci-devant Auvergne, et particulièrement dans une cuve remplie de raisin en fermentation; pour se le procurer dans ce cas il ne faut que renverser dans son atmosphère une bouteille remplie d'eau; l'eau est remplacée par le gaz acide carbonique.

2°. A l'état liquide, ou de mélange avec d'autres corps, comme dans les eaux minérales acidules, les vins mousseux, etc.

3°. A l'état solide ou de combinaison, comme dans plusieurs fossiles, dans les terres, dans les carbonates de chaux, de potasse et de magnésie, etc.

---

(1) Pérols, commune du département de l'Hérault, située sur l'étang de Manguiou, à une lieue et demi de Montpellier.

L'acide carbonique et le gaz azote sont tous les deux impropres à la respiration et éteignent les bougies allumées ; y a-t-il quelques caractères qui puissent les faire distinguer l'un de l'autre ?

Le gaz azote diffère du gaz acide carbonique, en ce qu'il ne change point la couleur du tournesol ; mais le caractère le plus distinctif pour reconnaître le gaz acide carbonique, c'est qu'il a la propriété de précipiter l'eau de chaux, ce que ne fait pas l'azote.

Le gaz acide carbonique exerce-t-il une action délétère sur les végétaux comme sur les animaux ?

On avait avancé que le gaz acide carbonique n'était pas nuisible aux végétaux; mais *Priestley* ayant mis des racines de plusieurs plantes dans de l'eau imprégnée de cet acide, a observé qu'elles y ont toutes péri. Ce savant a conclu de son expérience, que les plantes ne peuvent transpirer, pour que l'acte de la végétation s'exécute aussi favorablement, qu'une certaine quantité d'acide carbonique. Des expériences nouvelles de *Sennebier*, ont fait reconnaître que ce gaz est tout-à-fait impropre à la végétation.

Peut-on combiner une grande quantité d'acide carbonique dans l'eau ?

Par le moyen d'une forte pression et à une

température très basse, on vient à bout de saturer l'eau d'acide carbonique, au point de lui donner la saveur du vinaigre. *Paul*, de Genève, fait entrer dans l'eau, à l'aide d'une machine de pression particulière, jusqu'à cinq fois son volume de ce gaz. M. *Planche*, savant pharmacien à Paris, a donné tout récemment la description d'une machine, au moyen de laquelle on peut composer en très peu de temps et avec la plus grande facilité des eaux minérales acidules extrêmement chargées. Cet appareil, d'un usage aussi journalier qu'important, paraît remplir parfaitement son indication.

§. II.

De l'Acide phosphorique et phosphoreux.

Qu'est-ce que l'acide phosphorique?

L'acide phosphorique, d'après l'analyse qu'on en a fait, est la combinaison de 0,60 parties d'oxigène et de 0,40 de phosphore.

Comment obtient-on l'acide phosphorique?

Le procédé le plus économique, pour préparer l'acide phosphorique, consiste à le retirer de la décomposition des os par l'acide sulfurique. (*Voyez* cette préparation à l'article *Phosphore.*) On l'obtient encore par la com-

bustion rapide du phosphore dans le gaz oxigène, ou bien en faisant passer de l'air vital à travers le phosphore fondu dans l'eau chaude, ou tout simplement en traitant le phosphore par l'acide nitrique. Pour ce dernier procédé, qui est le plus suivi, on projette des petits fragmens de phosphore dans de l'acide nitrique affaibli à vingt degrés, et chaud; il se manifeste de suite une effervescence considérable; l'oxigène de l'acide se combine avec le phosphore, qu'il change en acide phosphorique, et il y a dégagement de gaz nitreux. La combustion opérée, on fait évaporer jusqu'à siccité le liquide acide, afin de volatiliser l'acide nitrique qui n'aurait pas été décomposé.

Quels sont les caractères de l'acide phosphorique?

L'acide phosphorique est blanc, inodore, oléagineux, d'une saveur aigre agréable. Exposé à l'action d'un feu modéré, dans un creuset, il se concentre, et prend la consistance d'une gelée transparente; mais à un feu vif et prolongé, il se volatilise en partie sous forme de vapeur blanche, épaisse, et se fond en verre transparent, dur, électrique par frottement, que l'on appelait anciennennement *verre de phosphore*.

L'acide phosphorique, obtenu par la combustion du phosphore dans le gaz oxigène, présente d'autres caractères : il est sous forme de flocons blancs, d'une saveur acide très forte, et attire puissamment l'humidité de l'air.

L'acide phosphorique existe-t-il tout formé dans la nature ?

L'acide phosphorique se trouve dans les trois règnes de la nature, mais particulièrement dans les substances animales, et sur-tout dans les os, où il est combiné avec la chaux. On ne l'a jusqu'ici rencontré libre, que dans l'urine des animaux carnivores et dans le suc d'oignons. Parmi les minéraux il est souvent combiné avec la chaux, la soude, le fer, etc. Les cendres de quelques végétaux en contiennent assez souvent aussi.

L'acide phosphorique est-il en usage en médecine ?

On l'emploie maintenant en médecine avec succès pour dissoudre les concrétions des articulations, et comme antiseptique et rafraîchissant. Le docteur *Corendi* le considère comme un remède propre à relever les forces vitales ; il le recommande très particulièrement dans les affections rhumatismales chroniques. *Pelletier* assure avoir obtenu les meilleurs

effets de cet acide administré sous forme de limonade; il a fait connaître l'histoire d'un jeune homme, qui s'était livré aux plaisirs de l'amour, et qui, atteint de la consomption dorsale et dans le dernier degré de marasme, fut guéri en très peu de temps, et recouvra une parfaite santé, par l'usage de l'acide phosphorique étendu dans l'eau et convenablement édulcoré.

Acide phosphoreux.

Comment prépare-t-on l'acide phosphoreux?

L'acide phosphoreux s'obtient en exposant le phosphore pendant quelque temps dans l'air atmosphérique, afin de lui faire subir une combustion lente. On emploie ordinairement pour le préparer l'appareil qu'a fait connaître *Pelletier;* on met dans un grand entonnoir de verre, qui repose sur un bocal placé sur une assiette qui est à demi-pleine d'eau, des cylindres ou tubes de verre dans lesquels on a introduit du phosphore; on recouvre l'appareil d'une grande cloche de verre tubulée latéralement; une des ouvertures doit être bouchée, et l'autre ouverte, afin que l'air extérieur, en y entrant, puisse remplacer celui dont l'oxigène a été absorbé; le phosphore, en attirant l'eau que contient l'atmosphère humide dont

il est entouré, s'acidifie au bout de quelques jours, et coule liquide dans le flacon ou bocal destiné à le recevoir. Il arrive quelquefois au commencement de l'opération, que la décomposition trop prompte du phosphore produit son inflammation ; dans ce cas, on ferme très exactement les ouvertures de la cloche, jusqu'à ce que la combustion arrêtée permette de favoriser de nouveau l'accès de nouvel air.

Quels sont les caractères de l'acide phosphoreux ?

Obtenu, comme nous l'avons indiqué, l'acide phosphoreux est visqueux, onctueux, et dissoluble dans l'eau en toutes proportions ; il se convertit en acide phosphorique par l'action du gaz oxigène.

Cet acide est peu ou point employé en médecine.

§. III.

Acide sulfurique et sulfureux.

Comment prépare-t-on l'acide sulfurique ?

On obtient l'acide sulfurique par deux procédés. En décomposant le sulfure de fer par le moyen de la distillation, ou bien en opérant la combustion du soufre dans l'oxigène. Pour la première opération, on remplit aux deux tiers de grandes cornues de grès, avec du sul-

fate de fer calciné et pulvérisé ; on les pose ainsi préparées les unes à côté des autres, dans un fourneau appelé *galère*, en observant que le col des cornues dépasse des deux côtés le fourneau ; on adapte à chacune un récipient aussi de grès dont le col entre dans celui de la cornue ; on lute les jointures avec de l'argile, et on allume le feu qu'on augmente progressivement jusqu'à faire rougir le fond des cornues ; on entretient l'opération aussi long-temps que l'acide passe dans les récipiens ; on en obtient ordinairement de cette manière près du double en poids du soufre employé. (*Voyez* la préparation en grand de cet acide, et la description de la chambre de plomb, dans la Chimie appliquée aux Arts, de M. *Chaptal*.)

Si après l'extraction du premier produit de la distillation, et au moment même où les vapeurs paraissent, on a eu soin de recueillir ce qui passe dans de nouveaux récipiens, on obtient un acide très concentré, qui exhale des vapeurs blanches à l'air ; cet acide fumant, soumis à une ébullition long-temps continuée dans une cornue, laisse dégager de nouvelles quantités de vapeurs blanches, lesquelles, condensées dans un récipient plongé dans de l'eau froide, ou mieux encore entouré de neige, s'attachent aux parois et à la voûte en petits

cristaux soyeux qu'on a nommés autrefois *sel volatil de vitriol.*

Le résidu rouge et friable qui reste dans le fond des cornues, est cette substance que les anciens chimistes avaient nommée *colcothar*, et qu'aujourd'hui on appelle oxide de fer rouge *peroxide.*

A quelle cause doit-on attribuer la propriété fumante de l'acide sulfurique retiré des sulfates ?

Quelques chimistes pensent que le caractère fumant dont jouit cet acide, est dû à la présence de l'acide sulfureux qui s'est combiné pendant l'acte de l'opération ; d'autres, qui ont reconnu que cette vapeur fumante diffère, par beaucoup de propriétés, du gaz sulfureux, et que ce principe ajouté et combiné diversement et jusqu'à saturation, à l'acide sulfurique, ne lui donnait pas le caractère fumant, ont cru pouvoir expliquer la formation de cette vapeur subtile, en l'attribuant à la présence d'un acide plus oxigéné. M. *Chaptal*, dont l'opinion est d'un si grand poids en chimie, admet aussi cette théorie qu'il étaie d'un fait qu'il a bien déterminé, savoir que le sulfate doit être calciné en rouge pour donner de l'acide sulfurique, et que celui qui avait été mal ou peu calciné n'en fournit pas, quoique traité à une

très haute température. Ainsi, selon cette hypothèse, le sulfate de fer modifié par l'effet de sa forte oxidation, l'acide prend de nouvelles propriétés, et dans la distillation une partie de l'oxigène combiné pendant l'oxidation prolongée s'unit à l'acide sulfurique, tandis que l'autre se dégage à l'état de gaz.

La plus grande partie de l'acide sulfurique qui se fabrique aujourd'hui pour l'usage des arts, s'obtient par un procédé moins dispendieux et plus expéditif; son obtention, d'après la méthode nouvelle, consiste à enflammer dans de grandes chambres dont les murailles intérieures sont recouvertes, dans toute leur étendue, de plaques de plomb ou de verre, un mélange de cent parties de soufre et d'un huitième de nitre, et à condenser les vapeurs blanches qui se dégagent de la combustion, en humectant plusieurs fois, et peu à peu, les parois de la chambre, par le moyen d'une pompe, ou bien encore en couvrant le plancher d'une couche d'eau de deux à trois pouces. Cette eau, saturée convenablement, forme l'acide sulfurique qu'on retire par le moyen d'un robinet en plomb.

Ainsi préparé, cet acide contient du soufre qui lui donne une couleur noire, et beaucoup d'eau dont on doit le débarrasser. Pour le con-

centrer, on le fait bouillir dans des chaudières de plomb, jusqu'à ce qu'il marque soixante-six degrés à l'aréomètre de *Baumé*; alors on finit sa concentration, si on veut l'avoir dans son dernier degré de force, dans de grandes cornues de verre dont le col plonge dans des récipiens. L'acide blanchit pendant l'opération, se concentre, et il passe de l'acide sulfureux, nitrique et muriatique.

On peut encore préparer l'acide sulfurique en employant, à défaut de chambre de plomb, de grands ballons de verre dans lesquels on a mis d'avance un peu d'eau, et en faisant naître l'inflammation du mélange du soufre et du nitre, par le moyen d'un fer rouge. Ce procédé peut être employé dans les laboratoires, et lorsqu'on n'est dans l'intention de ne préparer qu'une petite quantité d'acide. Si l'on distille de l'acide nitrique ou muriatique sur du soufre, on obtient aussi de l'acide sulfurique.

Quelle action exerce le nitrate de potasse qu'on ajoute au soufre pour opérer sa combustion ?

Le nitrate de potasse étant un des sels qui se décompose et qui fournit son oxigène avec le plus de facilité, plusieurs chimistes avaient pensé que l'oxigène de ce sel donnait naissance à l'acidification du soufre ; mais un examen

plus exact du phénomène fit bientôt abandonner cette hypothèse, et l'on pensa que l'action du nitre, en élevant la température, facilite seulement la décomposition de l'air que l'on croyait contribuer à la formation de l'acide sulfurique. Il appartenait à MM. *Clément* et *Desormes* de fixer, à cet égard, l'incertitude et la différence d'opinion des chimistes ; et plusieurs expériences délicates que ces messieurs ont publiées permettent l'établir que, conformément à la théorie qu'ils ont émise, le gaz nitreux (1) enlève l'oxigène à l'air ambiant, pour le présenter à l'acide sulfureux qui s'en empare ; et que l'acide nitrique n'est que l'instrument nécessaire à l'oxigénation complète du soufre.

Quels sont les caractères de l'acide sulfurique ?

L'acide sulfurique, obtenu par la combustion du soufre, diffère essentiellement de celui que fournit la décomposition des sulfates ; à l'état de pureté, c'est un liquide blanc, onctueux, transparent, d'une saveur âcre, caus-

---

(1) Dans la combustion du mélange du soufre et du nitre, l'acide nitrique du sel ne se décompose qu'en partie; une grande quantité de gaz nitreux, rutilant, s'élève, et passe dans la chambre avec l'acide sulfureux.

tique, et d'une pesanteur spécifique, presque le double de l'eau. Il détruit et charbone les matières animales et végétales, rougit fortement la couleur bleue de la violette, et se congèle à dix degrés de Réaumur, au-dessous de zéro.

Combiné avec l'eau, l'acide sulfurique produit une chaleur considérable qui est accompagnée d'un bruit et d'un mouvement tumultueux qui a pour cause le dégagement de l'air contenu dans l'eau; souvent même les vaisseaux de verre, dans lesquels s'opère le mélange, se cassent et se brisent. Cet accident a lieu, lorsque sur-tout les vases sont d'une petite dimension; et on le prévient en versant le liquide peu à peu, et en observant particulièrement de verser toujours l'acide sur l'eau, et jamais l'eau sur l'acide. Le mélange d'une partie d'acide sulfurique concentré, et de trois parties d'eau distillée, forme un médicament assez en usage dans les pharmacies, qu'on appelle *esprit de vitriol* (acide sulfurique étendu).

L'acide sulfurique est décomposé à chaud par le gaz hydrogène, par plusieurs métaux, par le charbon, et généralement par tous les combustibles qui en dégagent du gaz acide sulfureux.

Cent parties d'acide sulfurique sont compo-

sées, selon M. *Berzelius*, de soufre 40,58, oxigène 59,42.

De l'acide sulfureux.

Comment prépare-t-on l'acide sulfureux ?

Pour obtenir cet acide, on introduit dans un matras à long col, une partie de mercure et deux parties d'acide sulfurique concentré; on adapte à l'extrémité du matras, un tube recourbé qui plonge dans un flacon de *Woulf* qui contient de l'eau, ou sous une cuve à mercure, suivant qu'on se propose d'obtenir l'acide à l'état de gaz, ou dissous dans l'eau. L'appareil bien luté, on élève la température jusqu'au degré de l'ébullition. Le gaz sulfureux qui se dégage, passe dans le récipient, ou sous la cloche, et le mercure oxidé se dissout dans la partie d'acide sulfurique non décomposé, et forme un sulfate acide de mercure qui peut être utilisé.

L'acide sulfureux qui n'est pas destiné pour les expériences délicates et qu'on se propose d'employer seulement dans les arts ou dans les pharmacies, s'obtient très bien de la décomposition de l'acide sulfurique par des substances végétales, telles que des pailles hachées, de la sciure de bois, du charbon, etc. La proportion la plus avantageuse de ce dernier est

d'une partie sur six d'acide sulfurique : on procède d'ailleurs comme avec le mercure.

Quels sont les caractères du gaz acide sulfureux?

Il est invisible, élastique, d'une odeur piquante de soufre qui brûle; il éteint les bougies allumées, et suffoque les animaux; il détruit et décolore les couleurs bleues végétales; ce qui le fait employer avec succès pour enlever les taches de fruits sur le linge, ou pour blanchir et lustrer la soie, et muter le vin, et autres liqueurs fermentescibles : 85 parties de soufre, et 15 parties d'oxigène, constituent ce gaz acide, qui est peu ou point employé en médecine.

§. IV.

De l'Acide nitrique et de l'Acide nitreux.

Qu'est-ce que l'acide nitrique?

L'acide nitrique est le produit de la combinaison de l'azote avec l'oxigène.

Par quelle expérience est-on parvenu à déterminer les principes constituans de l'acide nitrique?

C'est M. *Covendisch*, chimiste anglais, qui a, le premier, déterminé, par l'analyse et la synthèse, la composition exacte de cet acide. A cet effet, il électrisa, dans une grande clo-

che, un mélange des deux gaz mentionnés, et obtint de l'acide nitrique très pur. Le calcul le plus précis lui fit reconnaître que sa formation était le résultat de la combinaison de 0,75 parties d'oxigène, et de 0,25 d'azote, et la synthèse prouva évidemment l'exactitude du travail de ce savant distingué.

Comment prépare-t-on l'acide nitrique?

L'acide nitrique du commerce se retire de la décomposition du salpêtre. A cet effet, on fait un mélange de trois parties d'argile rouge ferrugineuse préalablement calcinée, et d'une partie de nitrate de potasse; on distribue ensuite ce mélange dans des cornues de grès, qu'on dispose symétriquement sur un fourneau *galère;* on adapte à chaque cornue un récipient aussi de grès, qu'on a soin de luter faiblement; alors on chauffe graduellement, et on entretient l'action du feu, en ayant soin cependant, lorsque les vapeurs rouges commencent à se dégager, de retirer le premier produit, qui n'est que de l'eau acidule, qu'on rejette comme inutile; on lute de nouveau l'appareil, et on continue la distillation par une forte chaleur, jusqu'à ce qu'il ne passe plus aucune vapeur.

Quelle est la manière d'agir de l'argile sur le nitre?

Plusieurs chimistes ayant remarqué que la terre alumineuse rouge, qui admet naturellement une grande proportion de mine de fer, est celle qui décompose aussi le plus complètement le salpêtre, pensent que l'effet que l'argile produit sur ce sel, est dû à la présence du sulfate de fer qu'elle contient assez ordinairement; d'autres croient que cette propriété dépend de l'affinité qu'a la base du nitre avec la silice qu'on rencontre presque toujours dans l'argile. Cependant, on admet généralement aujourd'hui que l'action provient d'une double attraction entre l'acide nitrique et le calorique, d'une part, et entre l'alumine et la potasse, de l'autre.

L'acide nitrique obtenu par le procédé qu'on suit dans les arts, est-il à l'état de pureté?

L'acide nitrique, retiré par le procédé que nous avons décrit, contient des parties étrangères, ainsi que de l'eau, parceque les distillateurs d'éau-forte, qui pratiquent cette méthode, emploient de l'argile qui est souvent humide, et du salpêtre de la première cuite, qui contient plusieurs matières salines, telles que du muriate de potasse, de soude, de chaux, etc. Lorsqu'on veut préparer de l'acide nitrique pur, et propre aux expériences de la chimie, on le dégage du nitre par le concours

de l'acide sulfurique, en opérant de la manière suivante : On met dans une cornue tubulée deux parties de nitrate de potasse très pur, en poudre, et une partie d'acide sulfurique concentré; on pose la cornue sur un bain de sable; on y adapte une alonge, qui aboutit à un grand ballon à deux pointes, d'où part un tube recourbé, qui plonge dans une bouteille vide, laquelle communique, par le moyen d'un second tube courbe, avec un ou plusieurs flacons de *Woulf*, armés de tubes de sûreté, et qui contiennent une suffisante quantité d'eau distillée. Les choses ainsi disposées, on chauffe d'abord doucement, et on augmente successivement la chaleur, jusqu'à ce que la matière que renferme la cornue devienne blanche et très boursoufflée, qu'elle laisse dégager une quantité apparente de gaz nitreux, et qu'elle soit parfaitement sèche; ce qui indique que l'opération est terminée : la vapeur nitreuse, condensée dans le ballon, ou dans l'eau des flacons, constitue l'acide nitrique, qui est plus ou moins concentré, suivant que le gaz nitreux a saturé peu ou beaucoup d'eau.

Le résidu que l'on trouve au fond de la cornue est un sulfate acide de potasse, qui peut être utilisé dans une pharmacie.

L'acide nitrique, préparé avec tous les soins

indiqués, peut-il être considéré comme pur?

Le nitre purifié dont on se sert dans les laboratoires, contenant ordinairement une certaine quantité de muriate de potasse, l'acide nitrique est toujours, quelque attention que l'on apporte à sa préparation, mêlé d'un peu d'acide muriatique ou sulfurique; ce qui le rend impropre aux expériences délicates dans lesquelles on l'emploie assez souvent. On peut l'obtenir dans tout son état de pureté, par plusieurs moyens. Pour le débarrasser de l'acide muriatique, on verse dedans de la dissolution de nitrate d'argent, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de muriate d'argent; on décante du précipité insoluble, et on distille. Pour lui enlever l'acide sulfurique, on le distille de nouveau sur du nitrate de potasse en poudre, en ayant soin de conduire l'opération à une douce chaleur (1).

---

(1) On trouve, dans les Annales des Arts et des Manufactures, la description d'un procédé au moyen duquel on obtient, en une seule opération, de l'acide nitrique pur, et d'une force toujours égale, et une nouvelle méthode de décomposer le salpêtre, par l'intermède de la silice. L'auteur distingué de ce travail, M. *Lampadius*, assure que l'acide nitrique obtenu par son procédé contient une infiniment petite quantité d'acide muriatique; qu'il convient pour l'eau seconde des chapeliers, pour

Quels sont les caractères de l'acide nitrique?

Ainsi purifié, l'acide nitrique est incolore et transparent; il a une odeur pénétrante très désagréable, une saveur âcre, caustique, fume en blanc, rougit fortement les couleurs bleues végétales, est plus pesant que l'eau, et moins que l'acide sulfurique; appliqué sur la peau,

---

la dissolution des métaux, et pour la séparation de l'or de l'argent. Le mode de préparation du professeur de *Freiberg*, que nous croyons parfaitement bien entendu, se rapproche d'ailleurs de la manière usitée en France dans plusieurs ateliers; et le point capital où il paraît s'en éloigner, consiste à chauffer doucement, avant la distillation, et pendant quarante-huit heures de suite, comme le prescrit l'auteur, le mélange d'acide sulfurique et de salpêtre, afin que l'acide, absorbé lentement et successivement par l'alcali du sel, puisse le décomposer complètement avant l'acte de l'opération.

La nouvelle méthode de l'auteur, pour opérer la décomposition du salpêtre par la silice, consiste à mélanger un kilogramme de sable très blanc, et en poudre, avec un demi-kilogramme de salpêtre, et à faire subir graduellement, à ces deux substances mêlées et introduites dans une cornue, un coup de feu violent, et long-temps continué, c'est-à-dire jusqu'à ce que, la silice s'emparant de la base alcaline, l'acide libre se dégage dans le récipient, et laisse un résidu qui est un excellent fondant pour le verre, et qu'on pourrait employer avantageusement dans les fabriques de cristaux.

il lui donne une teinte jaune, de même que sur la soie, et généralement sur toutes les substances animales, qu'il brûle et détruit avec énergie.

L'acide nitrique exposé à la lumière, se décompose, laisse dégager de l'oxigène, et se colore en jaune-oranger, ou en rouge, s'il est exposé à l'action immédiate des rayons solaires; les métaux le décomposent et le modifient diversement, mais ils agissent de deux manières, c'est-à-dire que plusieurs, en s'y oxidant, le décomposent entièrement, tandis que d'autres, en changeant son état, ne le décomposent que partiellement. Les différentes modifications que l'acide nitrique subit par le changement de proportion de ces parties constituantes, ou, dans d'autres termes, les combinaisons de son radical avec l'oxigène, en différentes quantités, constituent plusieurs produits intéressans, tels que le gaz oxide d'azote, le gaz nitreux, l'acide nitreux. Nous traiterons ici très succinctement de ces différens corps, en commençant par le gaz nitreux, parceque c'est avec cet agent qu'on fait l'acide nitreux.

Du Gaz nitreux.

Qu'est-ce que le gaz nitreux, et comment le dégage-t-on?

Le gaz nitreux est ce fluide élastique qui se produit pendant l'action du cuivre, et de quelques autres métaux sur l'acide nitrique. Pour l'obtenir, on introduit dans une fiole à médecine, munie d'un tube recourbé qui plonge sous une cloche pleine d'eau, de la limaille de cuivre ; on verse dessus de l'acide nitrique affaibli, et on expose le matras à l'action d'une douce chaleur ; il y a de suite une vive effervescence et dégagement de gaz nitreux, qu'il est nécessaire de laver soigneusement, lorsqu'on désire qu'il soit pur.

Quels sont les caractères du gaz nitreux ?

Le gaz nitreux bien lavé, est transparent, sans couleur, ni saveur, insoluble dans l'eau, très nuisible à l'économie animale, et impropre à la combustion des corps ; il n'y a que le phosphore qui continue de brûler dans son milieu, et le pyrophore qui s'y enflamme. Cent parties de ce gaz contiennent, d'après M. *Davy*, 57,7 d'oxigène et 42,3 d'azote.

Le gaz nitreux est décomposé par le contact du fer humide, des sulfures alcalins, du gaz hydrogène, qui lui enlèvent l'oxigène et le convertissent en gaz oxide d'azote et en gaz azote.

L'action du gaz nitreux, sur l'acide nitrique, le modifie d'une manière particulière, et donne lieu à la formation de l'acide nitreux.

De l'Acide nitreux.

Qu'est-ce que l'acide nitreux, et comment l'obtient-on ?

L'acide nitreux est la combinaison du gaz nitreux avec l'acide nitrique ; on l'obtient à l'aide d'un appareil semblable à celui pour le gaz nitreux, mais auquel on établit un flacon de *Woulf* qui contient de l'acide nitrique concentré, d'où part un tube recourbé qui plonge dans une cloche pleine d'eau. L'acide nitrique qu'on verse sur le cuivre, se décompose en partie, son oxigène oxide le métal, qui se dissout ensuite dans la partie d'acide non décomposé, pendant que le gaz nitreux, qui se dégage, passe à travers l'acide nitrique, et lui cède une certaine quantité de son oxigène qui le constitue acide nitreux. Celui-ci est diversement nuancé, suivant la quantité plus ou moins considérable de gaz nitreux qu'il renferme.

On obtient encore l'acide nitreux, en versant sur deux parties de nitre en poudre qu'on a introduit dans une cornue, une partie d'acide sulfurique concentré ; et distillant sur un bain de sable, il passe dans le récipient, qui doit être très spacieux, des vapeurs rutilantes d'un rouge jaunâtre qui se condensent en un liquide d'une couleur rougeâtre.

Quels sont les caractères de l'acide nitreux ?

Les caractères de cet acide sont très variables, et dépendent de son degré de concentration, c'est-à-dire de la quantité plus ou moins grande d'eau qu'il contient ; uni à un quart d'eau, il est vert émeraude ; avec partie égale, il devient bleu, et une grande proportion de ce liquide lui enlève sa couleur et le rend blanc ; à l'état ordinaire, et lorsqu'il exhale des vapeurs rouges qui indiquent son dernier degré de concentration, il est caractérisé par la propriété de produire l'inflammation du phosphore, des huiles volatiles, du charbon chaud, et de quelques métaux ; d'absorber l'oxigène à l'air, et de se convertir en acide nitrique ; d'être beaucoup moins altérable à la lumière que l'acide nitrique, et de répandre une odeur très suffoquante.

La combinaison du radical azote avec une certaine proportion d'oxigène, fait naître une modification particulière de l'acide nitrique, qu'on appelle *gaz oxide d'azote*.

Du Gaz oxide d'azote ou hilarant.

Comment obtient-on le gaz oxide d'azote ?

On obtient ce gaz, en privant le gaz nitreux d'une certaine quantité d'oxigène par le moyen du fer, des sulfures alcalins, et autres corps

combustibles ; ordinairement on le retire par la distillation dans une cornue du nitrate d'ammoniaque cristallisé, à la chaleur des charbons allumés, et en recueillant la quantité très considérable de gaz qui se produit sous une cloche pleine d'eau.

Quels sont les caractères du gaz oxide d'azote ?

Ce gaz, plus pesant que l'air atmosphérique, a une saveur douce et agréable, entretient, avec beaucoup d'énergie, la combustion des corps enflammés, brûle un fil de fer avec un éclat à peu près semblable à l'oxigène, est absorbé rapidement par l'eau, l'alcohol et les huiles, se combine avec les deux alcalis fixes, et forme, avec ses bases, des composés analogues aux sels d'une forme cristalline irrégulière, que M. *Davy*, qui les a fait connaître le premier, a proposé de nommer *nitroxis*, et qu'un autre chimiste anglais a appelés *azotites* ; dénomination que les chimistes français n'ont pas encore sanctionnée, parcequ'elle s'éloigne des règles de la nouvelle nomenclature.

Les animaux qu'on renferme dans le gaz oxide d'azote, sont d'abord peu incommodés, et ce n'est qu'après un certain temps qu'ils y périssent. Respiré, il produit chez les hommes des effets très variables et fort extraordinaires, suivant le tempérament et l'idiocratie de l'in-

dividu ; quelques personnes éprouvent, par son action, des sensations délicieuses, une ivresse agréable, une gaîté immodérée, un chatouillement excessivement voluptueux aux extrémités, et un état de bonheur parfait; d'autres différemment affectés, n'ont ressenti de son inspiration quelque temps prolongée, aucune hilarité, mais bien un sentiment de langueur, une mélancolie profonde, un état de malaise général, ou bien, subitement exaspérés, sont devenus irascibles, violens, même querelleurs.

Quels sont les usages de l'acide nitrique ?

L'acide nitrique est fréquemment employé par les pharmaciens, pour opérer la dissolution de plusieurs métaux ; il sert à préparer l'esprit de nitre dulcifié, qui n'est que de l'acide affaibli avec de l'alcohol, la pommade oxigénée, l'éther nitrique ; combiné avec des bases, il forme des nitrates, dont nous aurons occasion de parler dans la suite. Cet acide est encore très recommandé comme désinfectant ; il est même généralement préféré aujourd'hui au gaz muriatique oxigéné si préconisé, parceque ses vapeurs, moins actives, moins irritantes, peuvent être inspirées sans que les malades en soient incommodés, et qu'elles détruisent avec une égale efficacité les miasmes délétères, et

arrête en peu d'instans la contagion. On pratique les fumigations nitriques en jetant dans de l'acide sulfurique chaud du nitrate de potasse en poudre, et humecté d'un peu d'eau, et en ayant soin, d'ailleurs, de tenir les portes et les fenêtres des appartemens dans lesquels on fumigue très hermétiquement fermées.

ACIDES MÉTALLIQUES.

§. V.

De l'Acide muriatique simple et oxigéné.

Qu'est-ce que l'acide muriatique?

L'acide muriatique est la combinaison de l'oxigène avec un radical d'une nature particulière et inconnue.

D'où retire-t-on l'acide muriatique?

L'acide muriatique est très répandu dans la nature. On le trouve le plus ordinairement uni avec la soude, la chaux, la magnésie, et plusieurs métaux; il se retire du muriate de soude, d'où on le dégage, sous forme de gaz, par le concours de l'acide sulfurique.

Du Gaz acide muriatique.

Comment obtient-on le gaz acide muriatique?

Ce gaz s'obtient de la manière suivante : on

met dans une fiole à médecine du muriate de soude décrépité; on verse dessus de l'acide sulfurique; on adapte à l'orifice de la bouteille un tube recourbé, qui aboutit sous une cloche à l'appareil hydrargyro-pneumatique; on lute avec soin, puis on chauffe légèrement, et le gaz acide muriatique se dégage, et va occuper la place du mercure dans la cloche.

Quels sont les caractères du gaz acide muriatique?

Ainsi obtenu, ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique, et fume en blanc lorsqu'il en a le contact; il a une odeur vive et piquante, qui a, lorsque l'acide est divisé, quelque analogie avec celle du safran; il est caustique, et cause de fortes démangeaisons sur la peau, sans cependant la brûler, ni la colorer; il n'est pas respirable; il éteint les bougies, en imprimant au disque de la flamme une couleur d'un bleu verdâtre : phénomène très remarquable, dont on ignore la cause. Ce gaz fond la glace aussi rapidement que si on la jetait dans un brâsier; il est soluble dans l'eau, qu'il rend acide, et sa condensation dans ce liquide constitue l'acide muriatique liquide.

De l'Acide muriatique liquide.

Comment prépare-t-on l'acide muriatique?

Pour préparer cet acide, on fait décrépiter du muriate de soude; on le pulvérise grossièrement, et on l'introduit dans une cornue tubulée; on place cette cornue sur un bain de sable; on y adapte un récipient pour recueillir les parties d'acide sulfurique et muriatique impures qui passent vers la fin de l'opération; puis deux flacons de *Woulf*, dans lesquels on distribue la même pesanteur d'eau distillée que celle du sel employé; on lute parfaitement les jointures; on fixe les tubes de sûreté, et on verse ensuite, par la tubulure de la cornue, de l'acide sulfurique à soixante-six degrés, moitié du poids du sel employé; on chauffe doucement d'abord, puis on augmente progressivement l'action du calorique : il y a de suite une vive effervescence; l'acide se dégage sous forme gazeuse, et se condense dans l'eau pour former l'acide muriatique.

Quels sont les caractères de l'acide muriatique liquide ?

A l'état de pureté, l'acide muriatique est blanc, son odeur est suffoquante et peu différente de celle qui appartient au gaz; il est plus pesant que l'eau, fume fortement à l'air, lorsqu'il est concentré, et dissout les métaux et leurs oxides avec infiniment d'énergie : l'acide muriatique du commerce, et quelquefois celui

qu'on prépare dans les laboratoires, est d'un jaune très prononcé. Cette couleur qui est étrangère, et qu'on fait disparaître par la rectification, est due à la présence d'un peu de fer, que contient presque toujours le muriate de soude qu'on emploie, et non, comme l'avait cru *Baumé*, à une certaine quantité de soufre qui s'y trouve en dissolution. On a reconnu dernièrement que l'acide muriatique, tel qu'il circule dans le commerce, tient souvent en dissolution un peu de plomb, dont la présence augmente sa densité de deux degrés environ. MM. *Lesant* et *Prevet*, pharmaciens, à Nantes, les auteurs de cette observation qui est neuve, ont indiqué le moyen de découvrir cette altération : il consiste à verser avec précaution sur l'acide muriatique que l'on soupçonne contenir du plomb, de l'eau distillée ou de l'eau ordinaire, dans la proportion d'une partie et demie pour une partie d'acide ; il se forme un précipité blanc pulvérulent de sous-muriate de plomb.

L'acide muriatique liquide, exposé au contact de la lumière, ne paraît subir aucuns changemens ; le calorique l'altère et en dégage la presque-totalité du gaz muriatique.

Il se combine avec plusieurs corps ; mêlé avec l'acide nitrique, il forme une liqueur qui

a été fameuse chez les alchimistes, qui l'avaient appelée *eau régale*, ou le dissolvant du roi des métaux, à cause de la propriété qu'elle a de dissoudre l'or. Aujourd'hui, cet acide mixte porte le nom d'*acide nitro-muriatique* : l'alcohol se combine aussi en toute proportion avec l'acide muriatique, et ce mélange forme un médicament qu'on appelle dans les pharmacies *esprit de sel dulcifié* ; enfin, cet acide agit sur plusieurs bases, et il en résulte des sels que l'on appelle *muriates*.

De l'Acide nitro-muriatique.

Quel est le mode de préparation de l'acide nitro-muriatique ?

Cet acide se compose, en mêlant ensemble deux parties d'acide nitrique pur et une d'acide muriatique concentré.

Pendant l'opération, il se manifeste une effervescence très considérable avec production de chaleur. L'acide nitrique cède de l'oxigène à l'acide muriatique, et passe à l'état de gaz nitreux, qui colore le mélange en jaune plus ou moins foncé.

L'acide nitro-muriatique est d'une odeur pénétrante, très désagréable. A la lumière, il laisse dégager du gaz oxigène; le calorique en

sépare l'acide oxi-muriatique : ce composé, qui est rarement employé en pharmacie, n'est en usage que pour la dissolution de quelques métaux, et il peut être même, dans ce cas, remplacé dans quelques circonstances par l'acide muriatique oxigéné.

De l'Acide muriatique oxigéné.

Comment prépare-t-on l'acide muriatique oxigéné ?

L'acide muriatique oxigéné s'obtient, en distillant de l'acide muriatique, à vingt-cinq degrés, sur de l'oxide de manganèse en poudre, ou, mieux encore, comme on le pratique généralement, en distillant dans un ballon de verre et par le moyen d'un appareil de *Woulf* bien luté d'avance avec le lut gras, et dont le récipient, à moitié plein d'eau distillée, est entouré de glace pilée, un mélange de trois parties de muriate de soude desséché et pulvérisé, et d'une partie d'oxide de manganèse, sur lequel on verse deux parties d'acide sulfurique étendu avec son poids d'eau.

Que se passe-t-il pendant l'opération de l'acide oxi-muriatique ?

Dans cette opération, l'acide sulfurique agit sur la base du muriate, pour former du sulfate

de soude ; l'acide muriatique, devenu libre, s'empare d'une partie de l'oxigène du manganèse et va se dissoudre à l'état de gaz oxi-muriatique, dans l'eau que contient les flacons de l'appareil.

Quels sont les caractères du gaz oxi-muriatique ?

Ce gaz plus pesant que l'air atmosphérique, d'une couleur jaune, verdâtre, exhale une odeur piquante, insupportable, et produit, lorsqu'on en respire une certaine quantité, une irritation considérable qui est souvent accompagnée de tous les symptômes d'un catarrhe ; il entretient la combustion, et imprime à la flamme d'une bougie une belle couleur rouge.

Le gaz oxi-muriatique, que l'on fait passer à travers la fleur de soufre, se convertit en un liquide d'un rouge très prononcé, qu'un célèbre chimiste anglais a considéré comme une combinaison d'un oxide de soufre avec l'acide muriatique, et que M. *Berthollet* fils, qui a fait des recherches très intéressantes sur cette combinaison, propose d'appeler *acide muriatique oxi-sulfuré*, ce chimiste ayant reconnu que ce corps était le résultat simple d'une combinaison triple d'acide muriatique, d'oxigène et de soufre, et que le soufre n'était ni à l'état d'oxide, ni combiné avec l'acide muriatique.

D'après MM. *Guy-Lussac* et *Thénard*, le gaz muriatique oxigéné contient le quart de son poids d'eau, et il ne peut exister libre, qu'autant qu'il en renferme cette proportion, ou au moins les principes qui constituent ce liquide; ces messieurs ont aussi reconnu, avec la supériorité qui les distingue, que le charbon pur était inhabile à décomposer ce gaz à une température quelconque, et que ce n'est que par l'hydrogène qu'il retient, qu'il transforme cet acide en gaz acide muriatique. Ils se sont encore assurés que, par la combustion du phosphore dans le gaz oxi-muriatique, il n'y a pas, comme on l'a cru jusqu'ici, formation d'acide phosphorique, avec dégagement d'acide muriatique gazeux, mais production d'une liqueur blanche très fumante, très caustique, que l'on doit considérer comme un composé triple de phosphore, d'acide muriatique et d'oxigène. (*V.* Recherches physico-chimiques.)

L'acide oxi-muriatique liquide est caractérisé par les propriétés suivantes. Il est jaune, verdâtre, a une saveur astringente, extrêmement prononcée, et répand une odeur forte, très âcre et très dangereuse; il épaissit les huiles et les convertit en une sorte de cire, enlève à la ciguë et à l'opium leur action narcotique, et détruit, avec beaucoup d'énergie, les

parties colorantes des végétaux; cette dernière propriété l'a fait proposer par M. *Berthollet*, pour le blanchîment des toiles écrues, du fil, etc., et on s'en sert très avantageusement aujourd'hui pour celui du papier, des vieilles estampes, de la cire, etc., etc.

Cet acide dissout un grand nombre de métaux, et particulièrement l'or et le platine; presque toujours alors une partie de son oxigène oxide le métal sur lequel il est en contact, et l'acide muriatique dissout à son tour l'oxide formé.

L'acide oxi-muriatique, comme l'avait entrevu le célèbre *Berthollet*, peut recevoir une plus grande quantité d'oxigène et passer à l'état d'*acide muriatique sur-oxigéné*, qui est composé, d'après M. *Chenevix*, de 0,65 parties d'oxigène et de 0,35 d'acide muriatique; mais, quoique parfaitement bien reconnu, cet acide n'a pas encore pu être isolé de sa base, et on ne le connaît que combiné. Il paraît cependant que l'oxigène s'y trouve plus intimement fixé qu'il n'est dans l'acide oxi-muriatique; car il n'est pas décomposé par l'action de la lumière, ni par celle d'une faible chaleur, et il n'altère nullement les couleurs végétales.

L'acide oxi-muriatique exposé à la lumière, perd de l'oxigène, se décompose, et passe à

l'état d'acide muriatique simple (1). Lorsqu'on veut le conserver sans altération, il convient donc de le tenir dans un vase abrité du contact de l'air. On remplit cette indication, en collant du papier noir sur les flacons dans lesquels il est renfermé; en entourant le bouchon, fortement fixé, d'une couche de lut gras, qui le garantit de l'accès de l'air, et en tenant le vaisseau, ainsi disposé, dans une boîte qui contient du poussier de charbon, et que l'on conserve dans une bonne cave.

Le gaz oxi-muriatique a été employé avec beaucoup de succès, depuis quelques années, pour purifier l'air infect des hôpitaux, des prisons, et détruire les miasmes putrides et délétères qui exercent une puissance si meurtrière sur les hommes affectés de fièvres contagieuses, et rassemblés dans un espace trop

---

(1) Il paraît, selon des travaux très récens de M. *Berthollet* sur l'acide oxi-muriatique, que la lumière n'enlève qu'une partie de l'oxigène de cet acide, et qu'elle le ramène à un degré intermédiaire entre l'acide muriatique oxigéné et l'acide muriatique simple, au lieu de le décomposer complètement comme il l'avait annoncé. (*Voyez* l'extrait du rapport de M. *Cuvier* à l'Institut, dans le Bulletin de Pharmacie du mois de février 1813.)

resserré. C'est à M. *Guyton-Morveau* que l'on doit la découverte et l'application des procédés fumigatoires par l'acide oxi-muriatique, dont la très grande efficacité a déjà produit des effets si salutaires à l'humanité. Ce chimiste illustre a détaillé, et mis à la portée de tout le monde, les procédés désinfectans, dans un ouvrage qui a pour titre : *Traité des Moyens de désinfecter l'air, de prévenir la contagion, et d'en arrêter les progrès*, etc. Quelques médecins cependant préfèrent, comme nous l'avons déjà observé, la vapeur de l'acide nitrique, parce-que le gaz acide muriatique oxigéné, en irritant fortement la membrane pituitaire et la gorge, exerce une action si nuisible sur les malades, que ceux qui en ont respiré éprouvent quelquefois une toux spasmodique, accompagnée de vomissemens très considérables. On dégage extemporanément ce gaz, et on pratique les fumigations *guytoniennes* à peu de frais, en versant sur un mélange introduit dans un vase de terre, et composé de trente-deux grammes d'oxide de manganèse, et de cent vingt-huit grammes de muriate de soude légèrement humecté, trente-deux grammes d'acide sulfurique du commerce; le gaz sanifiant s'exhale successivement, et se met en expansion dans la chambre, dont les portes et

les fenêtres doivent être fermées pendant plusieurs heures.

On a cherché à introduire l'usage de l'acide oxi-muriatique dans le traitement des maladies vénériennes; mais les praticiens qui l'ont employé ont observé que, par son administration, les symptômes de la maladie disparaissaient en fort peu de temps, pour ensuite reparaître avec plus d'intensité, lorsqu'on en suspendait l'usage. On a encore recommandé cet acide pour opérer la cicatrice des plaies de mauvais caractère; son emploi demande la plus grande circonspection : c'est ce qui fait qu'on l'a presque abandonné.

§. VI.

De l'Acide boracique ou borique.

D'où retire-t-on l'acide boracique?

Cet acide se retire du borax du commerce (sous-borate de soude). Il existe tout formé dans plusieurs lacs de la Toscane, ainsi que dans quelques mines; mais il est, dans ce cas, presque toujours combiné avec plusieurs espèces de borates, et à des sulfates d'alumine et d'ammoniaque, etc.

Comment prépare-t-on l'acide boracique?

On obtient l'acide boracique par deux

moyens différens, c'est-à-dire par sublimation et par cristallisation : ce dernier procédé est celui qu'on suit généralement aujourd'hui, et qui fournit l'acide le plus pur. A cet effet, on fait dissoudre une partie de borax dans trois parties d'eau chaude; on filtre, et on verse peu à peu, et très doucement, dans la liqueur filtrée, de l'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès; il se produit un grand bouillonnement, avec dégagement de calorique; l'acide sulfurique s'empare de la soude, et l'acide boracique se précipite par refroidissement en cristaux lamelleux, d'une couleur d'un blanc bleuâtre.

Cet acide ainsi obtenu, contient assez souvent une petite partie d'acide sulfurique et du sulfate de soude, dont on le débarrasse en le lavant plusieurs fois avec de l'eau distillée froide, et en le tenant ensuite en fusion pendant vingt minutes dans un bon creuset de Hesse.

Quels sont les caractères de l'acide boracique?

L'acide boracique pur est concret, ductile sous la dent, et en petites paillettes minces très blanches; sa saveur est fraîche, légèrement acide, ensuite amère, puis douceâtre; il n'a point d'odeur, est inaltérable à l'air, et

soluble dans l'alcohol et dans l'eau. Il faut douze parties environ de ce dernier liquide pour en dissoudre une de ce sel; il a aussi la propriété de rendre la crême de tartre soluble.

Exposé à l'action du calorique, il se boursouffle considérablement, et laisse dégager son eau de cristallisation : on le nomme, dans cet état, acide boracique *calciné*. Poussé à un feu violent, il se fond en un verre blanc solide très fixe, qui entre dans la composition des pierres précieuses fausses.

Connaît-on les parties constituantes de l'acide boracique?

Plusieurs chimistes distingués ont fait des recherches suivies sur la composition de l'acide boracique; mais personne encore n'avait déterminé avec justesse la nature de son radical. *Fabroni* avait cru que cet acide était le résultat d'une modification particulière de l'acide muriatique. Deux autres chimistes non moins célèbres lui trouvèrent de l'analogie avec l'acide phosphorique; *Cadet* publia que sa formation était due à la combinaison de l'acide muriatique du cuivre et d'une terre vitrifiable; mais il était réservé à MM. *Guy-Lussac* et *Thénard* de découvrir la nature de cet acide. Pour cela, ces deux célèbres chimistes ont traité à la chaleur rouge, et dans

un tuyau de cuivre, un mélange d'acide boracique vitrifié et de potassium, et ils ont obtenu, après plusieurs procédés qu'il serait trop long de détailler ici, une poudre fine d'un gris verdâtre, insoluble dans l'eau, sans saveur ni odeur, et qui, bien lavée, présente le radical de l'acide boracique. Les deux chimistes cités ont donné à ce radical, que l'acide nitrique convertit en acide boracique, de même que la détonation avec le nitre et le muriate sur-oxigéné de potasse, le nom de *bore*, et à l'acide, celui de *borique*.

Des Bases salifiables.

Qu'entend-t-on par bases salifiables?

On appelle ainsi des substances pour la plupart indécomposées, qui peuvent se combiner aux acides sans les altérer, et qui, en s'unissant avec eux, perdent leurs propriétés caractéristiques, et forment des sels qui en ont de nouvelles, qui ne participent en rien de celles des acides et des bases.

Les bases terreuses sont de plusieurs sortes, et ont des caractères particuliers qui les différencient les unes des autres. On distingue trois classes de bases salifiables.

La première renferme les terres proprement

dites; il y en a cinq : la silice, l'alumine, la zircone, la glucine, et l'yttria.

La seconde comprend les terres alcalines, c'est-à-dire celles qui se rapprochent par plusieurs caractères des alcalis; on en distingue quatre : la magnésie (1), la chaux, la strontiane, et la baryte.

La troisième et dernière classe admet les alcalis proprement dits; ils sont au nombre de trois : la potasse, la soude, et l'ammoniaque.

Plusieurs substances terreuses comprises dans cette division, étant peu ou point employées en pharmacie et dans les arts, leur présence n'ayant été signalée jusqu'à ce jour que par l'analyse de quelques pierres, et leur étude n'offrant d'ailleurs aucune application importante à connaître, nous n'en parlerons pas dans cet ouvrage, renvoyant aux livres de chimie plus étendus ceux qui voudraient approfondir l'histoire de ces substances.

---

(1) La magnésie pourrait être rangée tout aussi-bien dans la classe des substances terreuses, parcequ'elle a des propriétés qui appartiennent à l'une et à l'autre des divisions. Ainsi que les terres alcalines, elle verdit les couleurs bleues végétales, et neutralise les acides; et comme les terres, elle est sans saveur, et insoluble dans l'eau.

CHAPITRE V.

TROISIÈME CLASSE.

Bases salifiables.

PREMIÈRE SECTION.

Des Terres.

Qu'est-ce qu'une terre ?

Les terres sont des substances sèches, inodores, pour la plupart insipides, peu ou point solubles dans l'eau, inaltérables au feu, non volatiles ni fusibles, et dont l'agrégation moléculaire forme des pierres solides.

1°. *De la Silice.*

D'où retire-t-on la silice, et par quel mode de préparation l'obtient-on ?

La silice, cette substance terreuse si généralement répandue dans la nature, et qui forme la base des cailloux et de la plupart des pierres scintillantes, existe dans plusieurs composés animaux, et notamment dans les calculs urinaires, où elle a été signalée depuis peu : on en rencontre aussi dans plusieurs végétaux

appartenant au genre des graminées : ordinairement on l'extrait du cristal de roche, où elle se trouve à l'état de pureté. A cet effet, on fait fondre, dans un creuset de Hesse, un mélange de quartz et de potasse caustique, dans la proportion d'une partie du premier sur trois de la seconde; on prend la masse obtenue, et on la fait dissoudre dans l'eau bouillante : cette solution forme ce que les anciens chimistes nommaient la *liqueur des cailloux :* on neutralise la potasse que contient cette liqueur, par un acide quelconque, en ayant soin d'en mettre avec excès; on fait ensuite évaporer à une douce chaleur, jusqu'à siccité, et on obtient une masse blanche, qui, lavée plusieurs fois avec de l'eau légèrement acidulée, et desséchée, forme la silice pure.

Quels sont les caractères de la silice?

Cette substance terreuse, obtenue par le procédé que nous avons décrit, est sous forme d'une poussière blanche, insipide, inodore; elle est rude au toucher, inaltérable à l'air, et craque sous la dent; elle est infusible au feu le plus violent; mais traitée avec le borax ou les alcalis, elle se fond, et forme avec ces derniers le verre employé pour nos usages domestiques.

La silice est indissoluble dans l'eau artificiellement; cependant, lorsqu'elle a été nouvel-

lement précipitée, elle peut être dissoute, selon un très célèbre chimiste anglais, par mille parties de ce liquide; le *solutum* filtré est clair et transparent. La nature nous offre d'ailleurs cette substance dissoute en très grande quantité dans l'eau de la source bouillante de *Geyser*, en Islande, d'où elle se dépose par le simple refroidissement.

2°. *Alumine.*

Comment obtient-on l'alumine ?

L'alumine, ainsi nommée, parcequ'elle se trouve abondamment dans l'alun du commerce, ne se rencontre jamais pure dans la nature; elle est presque toujours combinée avec la silice, avec laquelle elle a une très grande attraction, ainsi qu'avec plusieurs oxides métalliques; pour l'obtenir pure, on fait dissoudre, dans suffisante quantité d'eau chaude, de l'alun (sulfate acide d'alumine); on filtre, on verse dedans une solution de potasse, ou, mieux encore, de l'ammoniaque liquide; l'acide sulfurique change de base, et il se forme un précipité très abondant, lequel, recueilli sur un filtre, lavé plusieurs fois avec de l'eau chaude, et séché par une très légère calcination, donne l'alumine pure.

Quels sont les caractères de l'alumine ?

L'alumine est caractérisée par les propriétés suivantes : très blanche, douce au toucher, insipide, hapant à la langue, desséchant la bouche, et répandant une légère odeur, lorsqu'on souffle dessus; exposée à l'action du feu, elle prend du retrait, et acquiert une solidité si considérable qu'elle étincelle avec le briquet; on s'est servi très avantageusement de cette propriété pour mesurer le calorique, qu'admettent les divers corps, pour les degrés supérieurs, à la chaleur de l'eau bouillante; et *Wedgwood* a établi son *pyromètre* sur le retrait que peuvent prendre des cylindres construits avec de l'alumine pure, lorsqu'on les expose à l'action d'une chaleur plus ou moins élevée.

L'alumine peut être dissoute par les alcalis; elle s'unit aux acides et aux huiles avec lesquels elle forme un lut très usité; elle absorbe, et se charge avec beaucoup de facilité des principes colorans, et sert de base aux laques et à plusieurs précipités colorés : calcinée et délayée, elle attire fortement l'oxigène de l'atmosphère, et contracte une union très étroite avec ce fluide gazeux; on l'emploie dans les arts pour la fabrication des poteries de terre, pour la préparation desquelles elle est singulièrement utile, par la propriété qu'elle a de

conserver au feu les formes variées qu'on veut lui donner.

DEUXIÈME SECTION.

DES TERRES ALCALINES.

1°. *De la Magnésie.*

D'où retire-t-on la magnésie, et par quel procédé peut-on l'obtenir ?

La magnésie, qui n'existe jamais pure dans la nature, quoiqu'on ait dit en avoir trouvé en masses dans la Savoie, se rencontre en assez grande quantité dans plusieurs pierres ou terres ; elle se trouve aussi assez souvent combinée avec l'acide muriatique dans le muriate de soude, et avec les eaux mères du nitre ; on la retire ordinairement du sulfate de magnésie, qui en contient abondamment. A cet effet, on verse dans une solution aqueuse de sulfate de magnésie, faite à chaud (soixante degrés de Réaumur) et filtrée, une autre solution de potasse carbonatée, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité ; l'acide sulfurique se porte sur la base alcaline, et forme un sulfate de potasse qui reste dans la liqueur ; d'un autre côté, l'acide carbonique s'empare de la magnésie, et forme un précipité qui, lavé à grandes

eaux sur un filtre, et desséché à l'air en petites masses, constitue le carbonate de magnésie.

On dégage l'acide carbonique, et on obtient la magnésie pure ou calcinée, en la faisant chauffer au rouge, dans un creuset couvert, ou dans une cornue de terre lutée, jusqu'à ce qu'elle ne fasse plus effervescence avec les acides (1).

Quels sont les caractères de la magnésie.

La magnésie pure est une substance pulvérulente très blanche, d'une finesse et d'une lé-

---

(1) On sait que l'Angleterre est en possession depuis long-temps de fournir au commerce une magnésie qui, par sa légèreté et sa finesse, l'emporte sur celle qu'on obtient communément en France. Cependant personne, que je sache, ne s'est sérieusement occupé chez nous à améliorer les procédés à suivre pour former en grand ce produit, avec le degré de perfection de nos voisins, et M. *Rudrauff*, de Berne, est le seul chimiste qui ait résolu cette intéressante question d'une manière satisfaisante, en décrivant exactement les manipulations particulières qu'il convient d'employer pour avoir cette substance avec toutes les qualités désirables. Le mode opératoire que le pharmacien suisse a indiqué pour arriver à ce résultat heureux, a été publié dans le n°. 8 du quatrième tome du Bulletin de Pharmacie, en réponse à une des questions proposées par les savans rédacteurs de ce journal, et c'est dans cette feuille même qu'il faut lire les détails pratiques qui sont relatifs à l'obtention de cette substance, dont l'usage est fréquent en médecine.

gèreté extrêmes ; elle a peu de saveur, verdit les infusions bleues des végétaux, absorbe l'acide carbonique de l'air, et devient effervescente ; exposée à l'action d'une vive chaleur, elle laisse dégager un peu d'eau, s'affaisse, et acquiert la propriété de luire dans l'obscurité.

Le carbonate de magnésie a été recommandé en médecine, comme un stomachique légèrement purgatif : la magnésie, pure ou calcinée, est employée avec succès, comme absorbante, dans le cas d'empoisonnement par les acides minéraux ; on l'administre seule, ou mêlée à quelques aromates agréables.

2°. *De la Chaux.*

Qu'est-ce que la chaux, et de quelle manière l'obtient-on ?

La chaux est une substance terreuse généralement répandue, dont la formation est attribuée à la décomposition des substances animales dans l'intérieur de la terre.

La nature nous offre rarement cette terre à l'état de pureté, elle est toujours unie à plusieurs substances étrangères ; la plus pure se trouve près des volcans, combinée avec l'acide carbonique : on la rencontre dans les trois rè-

gnes, combinée avec des terres, des acides, et avec des oxides métalliques; les végétaux en contiennent des proportions plus ou moins considérables; parmi les minéraux, elle existe dans plusieurs pierres unie à de l'acide carbonique, comme dans les marbres, les coquilles d'huîtres, la pierre calcaire, etc.; chez les animaux, elle réside dans les os dont elle fait la base : on l'obtient propre aux usages chimiques par plusieurs procédés.

On fait calciner à grand feu, dans une cornue de grès, à laquelle on adapte un tube qui plonge sous une cloche, du marbre blanc, ou du carbonate de chaux natif; il se dégage, pendant l'opération, de l'acide carbonique; et il reste, dans le fond de la cornue, de la chaux non effervescente que l'on doit conserver dans des flacons soigneusement bouchés.

Les coquilles d'huîtres fournissent de la chaux également pure ; quand on veut l'extraire de ces enveloppes, il faut les pulvériser grossièrement, les faire bouillir ensuite pour les priver des parties mucilagineuses qu'elles contiennent; et les calciner à une chaleur blanche pendant une heure environ.

Dans les laboratoires, on se procure de la chaux pure et propre aux expériences de chimie, par le procédé suivant : on lave de la

craie (carbonate calcaire) dans de l'eau distillée bouillante ; on la fait dissoudre ensuite dans du vinaigre blanc distillé , et on la précipite par le carbonate d'ammoniaque ; on lave le précipité obtenu , on le chauffe jusqu'au rouge , et la chaux reste pure.

Quelles sont les propriétés de la chaux ?

A l'état de pureté, cette substance est blanche, pulvérulente; sa saveur est urineuse, âcre et caustique ; elle verdit les couleurs bleues végétales, et est infusible à l'action du plus grand feu.

Exposée à l'air, la chaux attire l'humidité , prend l'aspect pulvérulent, absorbe de l'acide carbonique, devient effervescente, et cesse d'être caustique.

La chaux est très avide d'eau ; quand on en verse dessus une petite quantité, elle se gerce, éclate avec sifflement, s'échauffe, et augmente sensiblement de poids ; l'émission du calorique est si considérable dans cette circonstance, que des corps combustibles s'y allument, et que, dans l'obscurité, on peut observer plusieurs lueurs phosphorescentes : cette chaleur a pour cause la solidification de l'eau , et le dégagement du calorique son fondant, qui entraîne et vaporise une portion de ce liquide, qui tient quelques molécules de chaux (quatre millièmes), ce qui produit l'odeur particulière

qui se dégage pendant l'extinction de cette substance : une plus grande quantité d'eau délaye la matière et forme un liquide blanc qu'on avait nommé très improprement *lait de chaux*. Enfin, lorsqu'on ajoute une grande proportion d'eau (environ six cent soixante parties), on divise complètement la chaux, et on obtient un liquide clair, limpide, d'une saveur âcre, urineuse, verdissant le sirop de violette, qu'on appelle *eau de chaux*.

L'eau de chaux, en vieillissant, et par le contact de l'air, se recouvre d'une pellicule qui se solidifie de plus en plus ; si on l'enlève, il s'en forme une autre, et ainsi de suite : cette peau mince, recueillie et mise à part, était, connue autrefois sous le nom de *créme de chaux*.

On prévient la décomposition de l'eau de chaux, en l'abritant de l'action de l'air ; cependant, et malgré cette précaution, on doit avoir soin, si l'on veut qu'elle agisse avec efficacité, de tenir au fond de la bouteille, dans laquelle on conserve ce liquide, un morceau de chaux qui supplée avantageusement à la perte qui a toujours lieu.

Quels sont les usages de la chaux ?

La chaux entre dans la composition de plusieurs médicamens. C'est par son intermède

qu'on opère la décomposition du muriate d'ammoniaque, pour dégager l'ammoniaque; on s'en sert aussi pour décomposer le cinabre et séparer le mercure; on en forme avec le blanc d'œuf un excellent lut que l'on emploie habituellement dans les laboratoires : l'eau de chaux se mêle quelquefois avec le lait, et s'administre ainsi avec succès dans les maladies d'estomac, nommées aigreurs. On en fait encore usage dans une infinité d'autres circonstances; c'est un médicament très estimé.

M. *Cadet*, qui a publié un fort bon mémoire sur l'extinction de la chaux (Bulletin de Pharmacie, mois d'octobre 1812), a signalé, parmi les applications utiles que peut offrir cette substance dans ses différentes modifications, la faculté dont elle jouit de vaporiser une très grande quantité d'eau pendant son extinction, et de prendre une expansion très considérable; et il observe judicieusement que, dans quelques circonstances, on pourrait faire usage de ce moyen pour agir à l'instar des machines à vapeurs, et soulever de grands fardeaux, et peut-être même pour remplacer la poudre dans l'exploitation des carrières.

3°. *De la Baryte.*

De quelle manière obtient-on la baryte?

On obtient la baryte par le procédé suivant: on chauffe, pendant à peu près une heure, dans un creuset, un mélange de sulfate de baryte en poudre (spath pesant) avec un huitième de son poids de charbon sec en poudre. Dans cette opération l'oxigène de l'acide sulfurique du sel s'unit avec le charbon, d'où résulte de l'acide carbonique qui se dégage; on dissout ensuite le sulfure de baryte obtenu dans une suffisante quantité d'eau, et on précipite le soufre, en versant dans la solution de l'acide nitrique jusqu'à saturation; la liqueur filtrée et évaporée lentement donne des cristaux de nitrate de baryte, qui, chauffés au rouge dans une cornue de porcelaine, ou dans un creuset, jusqu'à ce que tout l'acide soit dégagé, donnent la baryte pure.

Quels sont les caractères de la baryte pure?

La baryte, que l'on appelait autrefois terre pesante, a une saveur âcre très caustique; elle verdit fortement les couleurs bleues végétales, se laisse dissoudre par l'alcohol, qui brûle alors avec une flamme jaune; détruit avec beaucoup d'énergie les substances animales, et est un des poisons les plus violens.

A l'air elle s'effleurit, absorbe l'acide carbonique, devient pulvérulente, s'échauffe, et se comporte en tout comme la chaux.

Elle est dissoluble dans l'eau, et elle s'y fond, en produisant une chaleur beaucoup plus considérable que celle que fait naître l'extinction de la chaux. Vingt parties d'eau froide la dissolvent, et forment une solution transparente d'une saveur urineuse, qu'on appelle *eau de baryte*, laquelle eau se recouvre, par le contact de l'air, d'une fine pellicule de carbonate de baryte : l'eau bouillante en dissout moitié de son poids; mais elle la laisse précipiter en partie, par refroidissement, sous forme de cristaux prismatiques.

La baryte se combine au phosphore et au soufre, et forme des *phosphures* et du *sulfure de baryte*. Cette dernière combinaison a la propriété de décomposer l'eau, et il y a formation d'hydrogène sulfuré, qui agit sur une partie du sulfure de baryte, et qui, en s'y combinant, donne lieu à un sulfure hydrogéné.

La baryte contracte de l'union avec plusieurs substances, et forme des produits inusités dans les pharmacies. En chimie on s'en sert dans une infinité de circonstances : c'est un excellent réactif pour reconnaître la présence de l'acide

sulfurique, qu'elle décèle dans toutes ses combinaisons (1).

---

(1) Quoique plusieurs des terres dites alcalines, dont nous avons exposé les propriétés dans les paragraphes précédens, aient été considérées jusqu'à ce jour, par la généralité des chimistes modernes, comme des corps simples ou élémentaires, il n'en est pas moins probable, d'après les travaux importans du célèbre *Humphry-Davy*, sur la décomposition de ces substances à l'aide de l'électricité galvanique, que le plus grand nombre sont composées, comme quelques savans l'avaient déjà conjecturé, d'oxigène et d'une base métallique particulière, unis dans des proportions que les expériences les plus délicates n'ont encore pu faire déterminer, parceque ces principes paraissent avoir entre eux une puissance attractive si considérable, que l'action de pouvoirs électriques très énergiques n'a opéré que faiblement leur séparation, ou, si l'on veut, n'a produit la décomposition des terres que dans des rapports infiniment trop petits pour qu'il soit possible de statuer rigoureusement sur la proportion de leurs bases.

Les bases obtenues de la décomposition des terres, par l'action de l'électricité, ont été désignées par M. *Davy* sous les dénominations de *barium*, pour celle que l'on sépare de la barite; *strontium*, de la strontiane; *calcium*, de la chaux, et *magnium* ou *magnesium*, de la magnésie. Les bases des autres terres sont encore peu ou pas connues : elles seront nommées, lorsqu'on les aura obtenues, *silicium*, pour celle séparée de la silice; *aluminium*, de l'alumine; *zirconium*, de la zircone; *glucium*, de la glucine,

CHAPITRE VI.

Des Alcalis proprement dits.

Qu'entend-on par alcali ?

On appelle alcalis des substances solides ou liquides qui verdissent fortement les couleurs bleues végétales, qui ont une saveur âcre, brûlante et urineuse; qui sont très solubles dans l'eau, et attirent puissamment

---

Si l'yttria, sur laquelle M. *Davy* n'a encore fait aucune recherche électro-chimique, fournit des résultats semblables à ceux que présentent les autres substances terreuses, sa base prendra le nom de *yttrium.*

Depuis l'époque mémorable où M. *Davy* a publié le résultat de ses expériences sur l'électricité des terres, MM. *Berzelius*, de Stockholm, et *Stromeyer*, de Gottingue, ont, par leurs recherches et leurs lumières, jeté un nouveau jour sur la constitution chimique de ces substances. Ce dernier a sur-tout confirmé d'une manière décisive l'exactitude de la découverte du chimiste anglais, en opérant la réduction de la silice, par le moyen du charbon et du fer, de telle sorte qu'il a obtenu du fer silicéo-carboné, dont il a déterminé la proportion des parties constituantes par une analyse exacte. (*Voyez* les Annales de Chimie, tome 81, pages 177 et 225.)

l'humidité de l'air; qui ont la propriété de former des sels neutres avec les acides, et des savons, lorsqu'on les unit aux corps gras.

Distingue-t-on plusieurs espèces d'alcalis?

On en distingue trois espèces principales, que l'on divise en deux genres, savoir : les alcalis *fixes* ; l'alcali végétal, ou potasse ; l'alcali minéral, ou soude ; les alcalis *volatils*, il y en a un seul qui est l'ammoniaque.

1°. *De la Potasse et du* Potassium.

Qu'est-ce que la potasse?

La potasse est une substance saline que l'on obtient en évaporant, à siccité, les lessives des cendres de toutes les plantes non maritimes.

Cette matière concrète, qui est abondamment répandue dans la nature, se rencontre dans les trois règnes, avec les minéraux, et dans plusieurs humeurs animales; les végétaux en contiennent des proportions si considérables, qu'on avait donné à cet alcali le nom d'alcali fixe végétal. On l'a désigné aussi anciennement par les dénominations impropres de *méphite de potasse*, *alkaest de Vanhelmont*, *sel fixe de tartre*, *tartre crayeux*, *sel d'absinthe*, *alcali effervescent*, etc., etc. Aujourd'hui, cette substance est appelée *sous-*

carbonate de potasse. On l'obtient par plusieurs procédés :

1°. On fait brûler des bois tendres, des plantes herbacées, et sur-tout des enveloppes de fruits qui en fournissent le plus; on réunit les cendres, qu'on lessive plusieurs fois; on filtre les liqueurs pendant qu'elles sont chaudes, et on les fait évaporer à siccité dans des chaudières de fonte arrondies, et à une chaleur inférieure à celle de l'ébullition; on enlève avec une écumoire la masse solide qui reste, que l'on connaît dans le commerce sous le nom de *salin*, de *potasse brute*, lequel est de la potasse impure, noircie par des parties charbonnées, et qui contient de l'acide carbonique, et plusieurs matières étrangères, telles que de la silice, des oxides de fer, de manganèse, du muriate de potasse, du sulfate de potasse, du carbonate de chaux, etc., etc. Le salin est ensuite introduit dans des fours, pour être calciné; on lui fait d'abord subir une douce chaleur, afin d'enlever l'humidité, et on le fait ensuite rougir jusqu'à ce qu'il devienne blanc.

2°. Un autre procédé consiste à renfermer du tartre brut (sur-tartrate de potasse), pulvérisé grossièrement, dans des cornets de papier gris, qu'on humecte avec de l'eau, et qu'on

expose sur des charbons ardens. La combustion terminée, et l'acide tartarique dissipé, on ramasse la potasse, ou cendre *gravelée* qui en résulte; on la fait dissoudre dans de l'eau bouillante; on évapore ensuite jusqu'à siccité, et on obtient un sous-carbonate de potasse beaucoup plus pur que la potasse du commerce, quoique cependant saturée en partie d'acide carbonique; ce qui l'empêche d'être caustique.

On enlève à la potasse, ainsi obtenue, l'acide carbonique qui lui est uni, et on la rend caustique par le procédé suivant : On fait bouillir, avec suffisante quantité d'eau, et dans une chaudière de fer, parties égales de potasse brute et de chaux vive, qu'on a préalablement éteinte et liquéfiée dans une partie du liquide. Pendant l'ébullition, qui doit durer deux heures environ, la chaux attire l'acide carbonique, avec lequel elle a plus d'affinité, et il y a formation de carbonate de chaux, qu'on sépare par le filtre; la solution de potasse pure est ensuite rapprochée jusqu'à consistance plus que syrupeuse, et mise, en cet état, dans un creuset, que l'on expose à l'action d'une douce chaleur, qu'on augmente progressivement jusqu'à faire fondre la matière, que l'on coule alors, demi-liquide, sur des plaques de

cuivre chaudes légèrement huilées, et que l'on conserve après l'avoir divisée en petits fragmens dans un flacon très sec, que l'on tient exactement bouché.

La pierre à cautère est caustique, et brûle violemment; son effet sur l'organisme animal est plus ou moins énergique, et n'est déterminé, en quelque sorte, que par une certaine quantité d'humidité produite par la transpiration du malade. Il suit de là que son action varie en raison des sujets ou du tempérament. Chez les vieillards, où le derme est sec, le tissu cellulaire peu abondant, on est souvent obligé de l'humecter avec un peu d'eau pour aider l'action; alors les molécules de l'alcali se portent sur la substance gélatineuse de la peau, et forme une sorte de savon animal.

La potasse caustique présente des caractères particuliers, et éprouve souvent des modifications qui dépendent de plusieurs causes, c'est-à-dire de la pureté de l'alcali qu'on a employé, et du degré de chaleur qu'avait la matière alcaline lorsqu'elle a été coulée sur la lame métallique, qui lui communique quelquefois une couleur étrangère; souvent aussi le changement d'état a pour cause la présence d'un oxide métallique que contient assez souvent la

potasse, quoique purifiée avec beaucoup de soin.

Exposée à l'air, ou tenue dans des vases mal bouchés, la potasse caustique attire l'acide carbonique, s'en pénètre rapidement, et cesse d'être caustique quand elle en est saturée. Cette substance, lors même qu'elle a été purgée d'acide carbonique par le procédé que nous avons décrit ci-dessus, contient encore, quoique essentiellement caustique, plusieurs corps étrangers, et notamment du muriate et du sulfate de potasse. M. *Berthollet* a donné un procédé au moyen duquel on l'obtient dans son dernier degré de pureté, et propre aux expériences les plus délicates. Il consiste à verser sur de la potasse privée d'acide carbonique, comme nous l'avons indiqué, un tiers d'alcohol; à faire chauffer légèrement le mélange, et à le laisser ensuite refroidir : peu à peu le liquide se sépare en trois couches; il se dépose à la partie inférieure plusieurs corps solides, tels que le carbonate de chaux, le carbonate d'alumine, de la silice; au-dessus est une solution aqueuse de carbonate de potasse, de sulfate de potasse; et à la partie supérieure une liqueur alcoholique d'un rouge brun, qui tient en dissolution de la potasse très pure. On décante avec soin cette solution rouge, et

on la fait évaporer rapidement, et jusqu'à siccité, dans une bassine d'argent (1) : la matière blanche qui en résulte est de la potasse très pure (2).

De quelle manière reconnaît-on la pureté de la potasse ?

On s'assure que la potasse est à l'état de pureté, lorsque sa solution dans l'eau distillée n'est pas troublée par l'addition de quelques gouttes d'eau de chaux ou de baryte, et que le précipité qu'elle forme dans la dissolution d'argent peut se redissoudre en totalité dans l'acide nitrique.

Quels sont les caractères de la potasse ?

---

(1) Il vaut mieux procéder à l'évaporation dans une cornue, à laquelle on ajoute au bec un récipient ; on retire, par ce moyen, tout l'alcohol, qui peut servir pour plusieurs autres opérations.

(2) Des expériences nouvelles ont constaté que la potasse caustique, préparée d'après les différens procédés indiqués, n'est pas entièrement privée d'acide carbonique, et qu'elle en retient une certaine proportion qu'il est impossible de lui enlever par les moyens qu'on a proposés pour cet effet. M. *Berthollet* a fait voir aussi que la potasse qu'on a tenue long-temps en fusion à une chaleur active, retient jusqu'à treize et demi pour cent d'eau, pour laquelle elle a une appétence extraordinaire. (*Voyez* les deux volumes des Mémoires de la Société d'Arcueil.)

La potasse pure est d'une couleur blanche, et parfaitement inodore; sa saveur est âcre et caustique; elle verdit fortement les couleurs bleues végétales, détruit et désorganise la fibre musculaire, et est dissoluble dans l'eau, les graisses et les huiles fixes, avec lesquelles elle forme des savons. Exposée à l'air, elle absorbe l'humidité et l'acide carbonique, et se résout en un liquide épais, que les anciens avaient nommé *huile de tartre par défaillance*.

Soumise à l'action d'un feu modéré, elle se boursouffle, elle se fond, et se volatilise lorsque la chaleur est violente.

La potasse se combine au soufre, et forme avec ce corps un sulfure qui est communément employé en médecine.

Sulfure de potasse.

Comment prépare-t-on le sulfure de potasse?

Le sulfure de potasse s'obtient en faisant fondre ensemble, dans un creuset, partie égale de soufre et de potasse, et en coulant le mélange liquide sur un marbre. Il en résulte une masse d'une couleur brune, qui ressemble assez au foie de certains animaux, et c'est par rapport à ce caractère que les anciens

chimistes l'avaient appelé *foie de soufre*, *hepar sulphuris*.

Quelles sont les propriétés du sulfure de potasse ?

Ce corps répand une odeur puante, qui a beaucoup d'analogie avec celle des œufs pourris; il attire l'humidité de l'air, et prend une couleur verte par son contact; sa cassure est vitreuse, et sa saveur chaude et âcre; il verdit et détruit les couleurs bleues végétales, et colore en rouge les substances animales; il divise les métaux les plus durs et les plus réfractaires. M. *Chaptal* assure que l'or peut, par son action, être réduit en parties si fines et si tenues, qu'il passe par les filtres; et il remarque que *Sthal* a supposé que *Moïse* s'était servi de ce moyen pour faire boire le veau d'or aux Israélites.

Le sulfure de potasse est soluble dans l'eau; en s'y dissolvant, il devient vert, et répand une odeur très désagréable : une partie de l'eau est décomposée; son oxigène agit sur une partie du soufre, et forme de l'acide sulfurique, qui se porte ensuite sur la potasse, pendant que simultanément l'hydrogène s'unit avec une autre portion du soufre, et forme de l'hydrogène sulfuré, dont le dégagement

donne lieu à l'odeur infecte qui accompagne l'opération.

Une solution de sulfure de potasse, dans laquelle on verse un acide, laisse précipiter du soufre, et il y a émission de gaz hydrogène sulfuré; mais si c'est de l'acide oxi-muriatique qu'on emploie, le phénomène est modifié : alors le dégagement du fluide élastique est très faible, et le soufre, combiné avec l'hydrogène sulfuré, se précipite à l'état d'un liquide huileux, et forme le *soufre hydrogéné* de M. *Berthollet*. (*Voyez* Soufre.)

Tous les acides sans exception se combinent avec la potasse, et forment des sels dont nous aurons occasion de parler bientôt.

La potasse ne contracte aucune union avec les métaux; liquéfiée et chaude, elle en oxide cependant plusieurs, qui ont une très grande attraction avec l'oxigène : tels sont le zinc, le molybdène, le fer, etc. Ce dernier métal, introduit à l'état de limaille, ou mieux de tournure, dans un canon de fusil qu'on a courbé à sa partie moyenne, et traité à une haute température avec de la potasse pure, fournit, après une heure d'action, une substance très singulière, d'une apparence métallique, qui a reçu le nom de *potassium*, ou *métal de la potasse*.

C'est en exposant de la potasse à l'action du

pôle négatif (1) d'une forte pile voltaïque, que M. *Davy* a obtenu le premier le métal de la potasse. Bientôt après, MM. *Guy-Lussac* et *Thénard* confirmèrent les expériences du chimiste anglais, et découvrirent un mode de préparation nouveau, au moyen duquel on obtient cette substance en assez grande quantité, par le contact du fer et de la potasse, à une température très élevée, et sans le secours de l'électricité. On doit, en outre, à ces deux illustres chimistes, des connaissances très profondes et très exactes sur les propriétés physiques et chimiques de ce nouveau métal, et sur les phénomènes qui accompagnent ces diverses combinaisons avec un très grand nombre de corps : leurs savantes recherches ont été publiées, et se trouvent consignées dans un ouvrage qui a pour titre : *Recherches physico-chimiques, faites sur la pile, sur la préparation chimique et les propriétés du Potassium et du Sodium*, etc.

---

(1) On appelle ainsi l'extrémité de l'appareil monté, qui se termine par une plaque de cuivre, et qui donne de l'électricité négative; celle inférieure, ou opposée à celle-ci, qui est terminée par une plaque de zinc, et donne de l'électricité positive, est nommée *pôle positif*.

Le potassium se distingue par des propriétés remarquables. Il est d'une consistance peu solide, se pétrit entre les doigts comme de la cire, et cède à la plus légère section; il a un éclat métallique semblable à celui du plomb; il se combine intimement avec le soufre, le phosphore, et à plusieurs métaux avec lesquels il forme des alliages; jeté sur l'eau, il se meut doucement, s'enflamme, dégage de l'hydrogène, et se transforme en potasse; il brûle également avec les acides dans le gaz oxigène, dont il est très avide, et par le contact de l'air atmosphérique; c'est pourquoi on est obligé de le conserver sous le naphte ou dans l'huile.

La potasse est fréquemment employée dans les arts et en médecine; combinée avec les acides, elle donne naissance à une infinité de substances salines très précieuses; la solution dans l'eau, de la potasse caustique, a été particulièrement recommandée contre la brûlure, qu'elle guérit très promptement.

2°. *De la Soude et du Sodium.*

Qu'est-ce que la soude?

La soude est un alcali qu'on retire par l'incinération de plusieurs plantes marines, et notamment de la barille d'Espagne, qui fournit la plus pure; on l'extrait aussi à l'état de

combinaison avec l'acide carbonique, du *natrum d'Egypte*, et du muriate de soude, par l'intermède de l'oxide rouge de plomb, de la chaux ou du fer; elle se trouve encore dans quelques eaux minérales, et dans plusieurs substances animales : celle qui s'effleurit sur les murailles humides doit être considérée comme la plus pure.

La soude du commerce, que l'on appelait anciennement alcali minéral, parcequ'on la retirait exclusivement du règne minéral, est toujours mêlée avec plusieurs substances salino-terreuses, dont on la débarrasse par la purification. A cet effet, on lessive à plusieurs reprises, et à l'eau bouillante, de la soude grossièrement pulvérisée; le liquide entraîne tout ce qui est soluble; on fait ensuite évaporer la lessive filtrée, en observant d'enlever soigneusement la pellicule qui se forme à la surface : les dernières portions de liqueur rapprochées jusqu'à siccité, donnent le carbonate de soude. Pour enlever l'acide carbonique qui lui est uni, on emploie le même procédé que celui qu'on suit pour la potasse; on obtient alors la soude pure ou caustique.

Quelle différence y a-t-il entre la potasse et la soude?

La soude, à l'état de pureté, a beaucoup de

ressemblance avec la potasse; comme elle, elle verdit fortement les couleurs bleues végétales, a une saveur âcre et brûlante, se fond et se volatilise par l'action d'une vive chaleur, et se combine avec le soufre pour former des sulfures. Cependant elle en diffère en ce qu'elle est moins caustique; qu'elle s'effleurit à l'air, ou attire légèrement l'humidité, sans se liquéfier comme le fait la potasse, et sur-tout qu'elle forme des produits très différens lorsqu'on la combine avec des acides.

La soude traitée, comme la potasse, avec le fer, à une haute température, ou exposée à l'électricité voltaïque, a fourni à MM. *Guy-Lussac* et *Thénard* une substance particulière, qui ne diffère pas du métal de la potasse, si ce n'est qu'elle a moins d'attraction avec l'oxigène que le potassium, et qu'elle se conserve mieux; elle a été appelée *sodium*, du nom de la soude, d'où on la retire (1).

(1) La découverte du potassium et du sodium est encore récente. Cet ouvrage ne comportant que des notions très succinctes, nous avons dû nous restreindre à l'indication sommaire des principales propriétés de ces substances, et renvoyer au livre que nous avons mentionné plus haut, les personnes qui voudraient acquérir des connaissances plus étendues sur l'histoire de ces corps.

3°. *De l'Ammoniaque.*

Quels sont les corps qui fournissent de l'ammoniaque, et par quel mode de préparation peut-on l'obtenir?

L'ammoniaque, ou alcali volatil, existe dans un grand nombre de corps organiques. Elle se trouve spécialement dans les substances animales, qui en laissent dégager abondamment pendant la putréfaction; la décomposition de plusieurs végétaux appartenant à la famille des crucifères, en fournit aussi des proportions très considérables; ce qui leur avait fait donner le nom de *plantes animales*: mais alors elle n'est pas pure; elle est mêlée avec de l'acide carbonique, et salie par de l'huile empyreumatique. L'ammoniaque dont on se sert en médecine s'obtient ordinairement de la décomposition du muriate d'ammoniaque, par le moyen d'une base alcaline, qui a plus d'affinité avec l'acide carbonique du muriate que n'en a l'ammoniaque. On emploie de préférence la chaux pour opérer cette décomposition. A cet effet, on prend deux parties de chaux vive pulvérisée, et une partie de muriate d'ammoniaque, mis en poudre séparément; on introduit ce mélange dans une cornue de grès, que l'on pose dans un four-

neau de réverbère, et à laquelle on ajoute une alonge qui communique à un récipient tubulé, d'où part un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans un flacon de *Woulf*, qui est en rapport avec un autre, ou plusieurs, si deux ne suffisent pas; on distribue dans les flacons la même pesanteur d'eau distillée que celle de sel employé. Les tubes de sûreté établis, et toutes les jointures bien lutées avec de la terre; on fait chauffer d'abord doucement, en augmentant ou diminuant le feu, suivant que l'opération est lente ou rapide, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz, et vient se mêler à l'eau du premier flacon, puis à celle du second, et ainsi de suite jusqu'à la saturation complète de tout le liquide.

Il reste dans la cornue un muriate de chaux avec excès de base, lequel, exposé à l'humidité, se résout en un liquide onctueux au toucher, que l'on avait appelé improprement *huile de chaux;* mais si l'on chauffe fortement et jusqu'à vitrification ce muriate, il devient phosphorescent, et forme ce qu'on a nommé *phosphore de Humberg*, à cause de la propriété qui caractérise cette substance, de luire dans l'obscurité, lorsqu'on la frotte quelques instans.

Le gaz ammoniacal a une odeur vive et

pénétrante, une saveur âcre et brûlante; il est plus léger que l'air atmosphérique; il éteint les bougies allumées; mais avant que de produire cet effet, on observe que le disque de la flamme s'agrandit, et prend une couleur jaune pâle; excessivement dilatable par le calorique, il a aussi la propriété de rougir et de corroder la peau, de verdir fortement l'infusion de violette, et de s'enflammer à une haute température.

Quelle est la nature de l'ammoniaque?

L'analyse la plus rigoureuse a fait reconnaître à M. *Berthollet* que, comme l'avait entrevu *Schéele*, l'ammoniaque liquide avait, pour parties constituantes, l'azote et l'hydrogène; et la décomposition de cet alcali, par l'étincelle électrique, a prouvé à ce chimiste que cent parties admettaient dans leur composition quatre-vingts d'azote et vingt d'hydrogène. Depuis lors, plusieurs expériences synthétiques ont confirmé, d'une manière irrécusable, l'exactitude des résultats du chimiste français.

Quelles sont les propriétés de l'ammoniaque?

L'ammoniaque est un liquide léger, extrêmement volatil, d'une odeur forte et piquante, sans être cependant très désagréable, d'une

saveur âcre, et pour ainsi dire caustique; elle verdit fortement le sirop de violette, irrite et enflamme la peau.

L'ammoniaque liquide n'a aucune action sur le soufre; mais si on distille dans une cornue un mélange de soufre et de muriate d'ammoniaque, on obtient une substance volatile, que l'on connaissait autrefois sous le nom de *liqueur fumante de Boyle*, et que M. *Berthollet* a proposé de nommer *sulfure hydrogéné d'ammoniaque*. Ce sulfure contient une assez grande quantité d'ammoniaque libre, qui est habile à se combiner à une plus grande quantité de soufre, et si elle en est saturée complètement, elle acquiert de la fixité, et cesse d'être fumante.

L'ammoniaque n'a aucune action sur la plupart des substances terreuses, si l'on en excepte cependant l'alumine qu'elle attaque très faiblement; mais elle agit sur quelques oxides métalliques; ce qui donne lieu à plusieurs phénomènes intéressans. Quand elle les dissout sans les altérer, comme cela arrive, par exemple, pour les oxides de zinc, d'étain, d'antimoine, de bismuth, etc., il en résulte des combinaisons qui forment des espèces de matières salines, que plusieurs chimistes ont proposé de nommer *ammoniures*. Mais le plus

souvent son action sur ces substances donne lieu à sa décomposition, ou à celle des matières sur lesquelles elle exerce des effets; alors les élémens de l'ammoniaque, diversement combinés avec l'oxigène des oxides, font naître plusieurs produits nouveaux, qu'il importe singulièrement de mentionner. C'est ainsi que, dans certaines circonstances où le métal est réduit, il y a décomposition des deux corps mis en contact, et production d'une certaine quantité d'eau, dont la formation est due à l'union de l'hydrogène avec une partie de l'oxigène provenant de l'oxide; ou bien que l'oxigène avec l'azote forme de l'ammoniaque, de l'acide nitrique ou nitreux, suivant l'ordre et la proportion des principes élémentaires qui se rencontrent, ainsi que le degré de température qui se produit. Quelques oxides, au *maximum*, forment avec l'ammoniaque des composés d'un effet très dangereux, que l'on connaît sous le nom d'or, d'argent, ou de mercure fulminant, à cause de la propriété qui les distingue de détonner fortement lorsqu'on les fait chauffer ou qu'on les triture légèrement, avec les acides. L'ammoniaque y adhère assez faiblement, et on peut l'isoler de ses combinaisons avec ces corps par les alcalis. La chaux et la magnésie forment, avec elle

et les acides, des sels *triples* ou à double base, que l'on appelle *sels ammoniaco-magnésiens*.

Quels sont les usages de l'ammoniaque liquide?

L'acali volatil, ou ammoniaque, qui est un des réactifs les plus usités en chimie, et que plusieurs arts emploient, jouit d'une foule de propriétés médicinales qui le rendent très précieux. C'est un puissant stimulant dans le cas d'asphyxie; il a été aussi recommandé en boisson dans plusieurs liquides appropriés pour combattre et s'opposer aux effets funestes de la morsure de la vipère et du chien enragé, dont il neutralise les venins. A l'extérieur, on l'a employé avec succès contre les brûlures, la piqûre d'insectes, et les engelures. Le professeur *Peyrilhe* a signalé ce liquide comme un antivénérien très énergique.

CHAPITRE VII.

QUATRIÈME CLASSE.

DES SUBSTANCES SALINES.

Des Sels en général.

Qu'entend-on par sel?

On appelle sel en chimie la combinaison d'un acide avec une base salifiable, soit terreuse, alcaline, ou métallique.

Dans l'usage ordinaire, on donne ce nom au résidu sapide et dissoluble que fournit l'évaporation de l'eau de la mer, et qui sert d'assaisonnement aux différens mets.

Quelles sont les règles à observer dans la préparation des sels?

La préparation des sels exige plusieurs précautions, qui varient en raison de la nature des corps qui s'unissent. En général, il est nécessaire que l'acide dont on se sert soit étendu d'eau, ou bien la base, et quelquefois les deux corps à la fois; car, si on mettait en contact les substances à l'état naturel, il n'y aurait, dans une infinité de circonstances, aucune combinaison entre elles, comme on peut s'en convaincre à l'égard de l'acide tartarique

et de la potasse. Souvent aussi, il importe que l'acide soit mis en action dans un état de division extrême; il en est de même pour la base. Enfin, il est essentiel encore que les proportions de l'acide et de la base soient soigneusement déterminées, afin que les corps se trouvent dans le point le plus convenable à leur saturation réciproque.

Distingue-t-on plusieurs espèces de sels?

On distingue les sels les uns des autres, d'après la nature des bases dont ils sont composés, et les proportions qui les constituent; ainsi, on dit, sels terreux, alcalins et métalliques; *sels neutres*, c'est-à-dire qui ne rougissent, ni ne verdissent les couleurs bleues végétales, et dont la combinaison est parfaite; *sel double*, ou *trisule*, lorsqu'un acide est uni à deux bases à la fois, comme quand l'acide sulfurique se combine avec l'ammoniaque et la magnésie, pour former un sulfate ammoniaco-magnésien.

Les prépositions *sur* ou *sous*, récemment admises, s'emploient aussi pour exprimer les proportions variables de l'acide ou de la base; par la première, on désigne les sels avec excès d'acide; ainsi, l'on dit *sur-tartrate* de potasse, *sur-oxalate* d'ammoniaque, etc.; par la seconde, au contraire, on désigne ceux qui ad-

mettent un excès de bases, tels sont le *sous-carbonate* de potasse, le *sous-phosphate* de soude, etc.

Les sels sont encore distingués les uns des autres, à raison de l'état où se trouve l'acide qui entre dans leur composition ; ainsi, la terminaison en *ate*, comme sulfate, muriate, indique la combinaison d'un acide saturé d'oxigène ; et celle en *ite*, comme sulfite, nitrite, dénote, au contraire, celui qui est dans un état imparfait d'oxigénation. Enfin, les sels qui résultent de la combinaison des acides qui contiennent de très grandes proportions d'oxigène, se mentionnent par l'épithète d'*oxigéné* et de *sur-oxigéné ;* c'est ainsi que l'on dit, par exemple, muriate *oxigéné* de soude, et muriate *sur-oxigéné* de potasse, etc.

Quelle saveur ont les sels ?

La saveur des sels varie à l'infini, et ne peut être exactement précisée ; quelques-uns sont âcres et même caustiques ; d'autres amers ou astringens, plusieurs doux et sucrés ; en général, chaque sel a une saveur qui lui est propre et qui est quelquefois relative à l'acide ou à la base ; mais il arrive très souvent que la combinaison des deux corps change entièrement leur sapidité, de manière à les rendre méconnaissables. C'est ainsi que l'acide sulfurique et la po-

tasse acquièrent, par leur union mutuelle, des propriétés très différentes; de sorte qu'on peut en faire usage intérieurement, même à forte dose; ce qu'on ne pourrait faire, sans beaucoup d'inconvéniens, avec chacune de ces substances, à l'état naturel : il est, au contraire, des circonstances où la combinaison de deux matières peu actives, ou inertes, engendre des composés d'un effet très dangereux. Ainsi, l'union de l'acide oxi-muriatique avec le mercure donne un sel d'une saveur singulièrement âcre, qui est un véritable poison. C'est donc particulièrement à l'égard des combinaisons salines, que l'axiôme de chimie si connu : *Les corps qui s'unissent chimiquement, acquièrent des propriétés très différentes de celles de leurs parties constituantes*, peut recevoir une heureuse application.

Les bases salifiables, qui contractent des qualités si opposées à celles qui leur appartiennent dans leur état de simplicité, n'éprouvent cependant aucun genre d'altération pendant l'acte de la combinaison, parcequ'elles sont seulement suspendues dans le composé. L'expérience prouve la vérité de cette assertion. Si on décompose un sel, par un procédé convenable, c'est-à-dire, sans qu'aucune de ses parties constituantes n'éprouve d'altération par l'a-

gent employé pour produire la séparation, on isole ses principes de composition avec tous leurs caractères primitifs ou élémentaires.

Quels caractères ont les substances salines ?

Le caractère des sels varie prodigieusement ; quelques-uns sont transparens, et d'autres opaques ; il en est qui se font remarquer par des nuances plus ou moins brillantes ; le plus grand nombre cependant sont blancs et sans couleur. En général, les sels se reconnaissent d'après quatre principales propriétés : 1°. ils ont une sapidité plus ou moins vive ; 2°. une tendance plus ou moins grande à la combinaison ; 3°. une dissolubilité plus ou moins marquée ; 4°. et, pour la plupart, une incombustibilité absolue. Quant à leur dissolubilité, on conçoit qu'il est impossible de la préciser au juste, parcequ'elle dépend de leur nature intime. Il en existe qui ont une si forte attraction pour l'eau, qu'ils l'attirent constamment, et qu'on a beaucoup de peine à les conserver en bon état ; tels sont, par exemple, l'acétate de potasse cristallisé, le carbonate d'ammoniaque, etc. ; d'autres, au contraire, sont si peu solubles, que l'on est souvent dans la nécessité de les combiner avec quelques corps qui favorisent leur dissolubilité. Enfin, il y en a qui répugnent tant à s'unir avec l'eau, et qui éprouvent

si peu de changemens par le contact de ce liquide, qu'on serait tenté, dans une infinité de circonstances, de les considérer comme de véritables substances terreuses : quoi qu'il en soit, l'eau chaude dissout une plus grande quantité de sel que l'eau froide; et plusieurs espèces qui sont peu dissolubles, se laissent fréquemment attaquer par celle dont la température a été élevée jusqu'au terme de l'ébullition, ou à peu près. La solution s'exécute tranquillement et sans aucun mouvement d'effervescence ; parceque l'action purement mécanique n'est accompagnée ou suivie d'aucun changement dans la nature intime des corps qui se pénètrent : on remarque seulement qu'il y a toujours changement de température et émission de calorique (1).

Quelle est l'action de l'air sur les sels ?

Plusieurs sels ne subissent, par le contact de l'air, aucun genre d'altération ; mais d'autres

---

(1) D'après la remarque de M. *Guy-Lussac*, la solubilité des sels métalliques est relative à la proportion d'oxigène qu'admet l'oxide qu'on a fait dissoudre, et par conséquent, à la quantité d'acide qui y est combiné, c'est-à-dire que les sels, dans lesquels le métal se trouve au *maximum* d'oxidation, sont en général beaucoup plus dissolubles que ceux dans lesquels le métal est, au contraire, oxidé au *minimum*.

en absorbent quelques principes. La potasse, par exemple, qui y séjourne, en attire l'acide carbonique, et passe à l'état de carbonate; souvent aussi les sels, exposés à l'action de l'air, y perdent leur eau de cristallisation, leur diaphanéité, et se couvrent d'une poussière blanche assez abondante. C'est ce qu'on appelle *efflorescence*. En général, ce changement se remarque à tous les sels qui sont à base de soude, et il ne paraît avoir lieu, qu'à raison de l'affinité plus grande entre l'eau et l'air, qu'entre l'eau et la base salifiable. Enfin, quelquefois la substance saline perd sa forme cristalline, absorbe de l'eau, et se liquéfie, c'est ce qu'on nomme *déliquescence*.

Quelle est l'action du calorique sur les sels ?

Lorsqu'un sel éprouve l'action du feu, il subit des changemens plus ou moins considérables; plusieurs, à une chaleur modérée, éclatent, pétillent, et *décrépitent*. La décrépitation, d'après cela, a pour cause l'évaporation subite de l'eau que contient un sel, laquelle, par sa prompte expansion, brise le cristal, en produisant un petit bruit; dans d'autres circonstances, et lorsque le sel contient beaucoup d'eau de cristallisation, il se fond, se liquéfie dans cette eau, et éprouve la *fusion aqueuse ;* l'action du feu continuée, cette eau

s'évapore, le sel se dessèche, rougit, et subit la *fusion ignée ;* il arrive encore dans quelques cas, qu'un sel impropre à la fusion et à la décrépitation, mais qui a une très grande affinité avec le calorique, se volatilise à l'état simple, ou en éprouvant une altération partielle ou complète. D'autres, au contraire, qui jouissent d'une grande fixité, se vitrifient en totalité par l'action d'une vive chaleur.

De la Cristallisation.

Qu'est-ce que la cristallisation ?

C'est une opération par laquelle les parties intégrantes d'un corps, divisées dans un liquide, ou par le calorique, se réunissent ensuite en perdant le fluide qui les tenait écartées les unes des autres, et prennent une forme symétrique plus ou moins régulière.

Cette opération est fréquemment usitée dans les laboratoires de chimie et de pharmacie ; son objet est de séparer les différens sels des liqueurs qui les tiennent en solution, et de faciliter la connaissance de leur nature intime, sans être obligé de les analyser; parceque chaque sel a une manière particulière de cristalliser, et une configuration qui lui est propre, et qui se reproduit constamment, si les lois qui le régissent n'éprouvent aucun dérangement.

Quelles sont les conditions nécessaires pour qu'un corps cristallise régulièrement ?

La cristallisation d'un corps ne peut avoir lieu qu'autant que ses molécules constituantes ont été liquéfiées, sans être altérées par l'action de l'eau, ou par la fusion à l'aide de la chaleur : les corps dont la solution a été opérée par l'intermède de ce dernier fluide (le calorique), et qui, en raison de l'extrême écartement de leurs molécules intégrantes, passent à l'état de liquidité, sont susceptibles, en recouvrant leur cohésion primitive, de se réunir d'une manière régulière ; c'est ainsi que les métaux, que l'on a porté à l'état de fusion, prennent, par un refroidissement lent, lorsqu'on les tient en repos, un arrangement symétrique qui est une véritable cristallisation ; et qu'à l'aide de ce procédé, le soufre, le phosphore, l'acide boracique, et tous les sels sublimés, affectent une forme cristalline très régulière (1).

---

(1) Les cristaux que fournissent les métaux par le simple refroidissement, sont confus et peu prononcés. Pour les obtenir dans un état parfait, il convient, après les avoir laissé refroidir très lentement, de percer la surface au moment où il commence à se figer, et de faire couler le métal liquide contenu dans l'intérieur; on remarque alors que les parois sont tapissées de cristaux bien réguliers.

Cette opération s'exécute cependant bien plus souvent, et d'une manière beaucoup plus étendue, par la liquidité des substances salines, par le moyen de l'eau et du calorique ; alors, la solution, évaporée lentement à l'action d'une douce chaleur (quarante à cinquante degrés de Réaumur), ou mieux encore spontanément, et tenue ensuite dans un repos parfait, et dans un lieu où elle puisse refroidir graduellement, laisse déposer des petits cristaux qui s'attachent ordinairement aux parois du vase dans lequel se fait l'opération.

L'évaporation spontanée est celle qui produit les plus beaux cristaux ; mais on ne peut pas toujours la pratiquer, parcequ'elle est fort longue ; celle qui s'opère à une chaleur modérée, ou par une ébullition légère, est beaucoup plus usitée ; par elle, les parties, insensiblement rapprochées par la soustraction du liquide d'interposition, s'attirent par leur affinité réciproque, et bientôt il se forme, à la surface du liquide, une fine pellicule qui n'est composée que de petits cristaux confus qui se réunissent, s'enclavent les uns dans les autres, et semblent se souder ensemble pour ne former qu'un même corps ; cet effet n'a lieu que quand l'évaporation est amenée au point convenable pour son entière cristallisation, par son ex-

position à un lieu frais. L'eau chaude tenant beaucoup plus de molécules de sel en solution que l'eau froide, doit nécessairement, à mesure qu'elle perd du calorique, laisser précipiter une grande partie des sels qui y étaient suspendus.

On peut cependant obtenir dans quelques circonstances, la cristallisation d'un sel sans avoir recours à l'évaporation du liquide. Dans ce cas on opère le rapprochement des molécules salines, en présentant à l'eau un corps avec lequel elle a plus d'affinité qu'avec le sel. C'est ainsi, par exemple, qu'on précipite la solution de sulfate de potasse dans l'eau par l'affusion de l'alcohol.

Quelles sont les circonstances qui favorisent la cristallisation?

Plusieurs circonstances très remarquables favorisent cette opération, ou y apportent des modifications particulières qu'il est urgent d'observer soigneusement. On doit d'abord s'attacher à reconnaître les divers degrés de concentration où les solutions salines doivent être amenées pour former des cristaux. A cet effet, on se sert avantageusement d'un aéromètre pour déterminer la densité de la liqueur, et le point fixe où la cristallisation peut s'effectuer; il est encore indispensable que la

solution, convenablement rapprochée, soit tenue dans un cristallisatoire d'un diamètre suffisant et d'une forme très évasée. On a remarqué aussi que le contact de l'air avait une influence très directe sur la cristallisation, et on s'est même assuré que plusieurs substances salines, rapprochées presqu'au degré nécessaire pour leur congélation, et que l'on avait conservées pendant un certain temps dans des flacons parfaitement bouchés, se groupaient spontanément en masse solide à l'instant même où le contact de l'air avait lieu. Plusieurs sels, d'ailleurs, ne prennent la forme cristalline qu'autant qu'on les expose au grand air; tel est, par exemple, le tartrate de potasse : il paraît vraisemblable qu'alors l'air dissipe et évapore la partie aqueuse surabondante que ces cristaux retiennent quelquefois. L'accès de la lumière favorise également la formation des cristaux, comme l'ont reconnu, dans ces derniers temps, plusieurs chimistes, et notamment M. *Chaptal*. Le repos du liquide est encore une des conditions nécessaires pour obtenir des cristallisations régulières, l'agitation de la solution, comme on le fait quelquefois dans les arts pour le sulfate de magnésie et de soude, etc., en s'opposant à l'arrangement symétrique des molécules, fait naître une foule

de petits cristaux divisés, confus, et très irréguliers. On a remarqué, en outre, qu'un léger mouvement imprimé à une solution saline qui ne cristallise pas, détermine à l'instant même la réunion des molécules, et leur cristallisation régulière. Il y a, dans cette circonstance, production de calorique; ce qui a fait imaginer, pour expliquer ce phénomène singulier, qu'un faible choc suffisait pour produire le dégagement du calorique interposé, qui tenait les molécules écartées les unes des autres. (*Voyez* ce que nous avons dit au chapitre de la *Congélation de l'Eau.*)

Enfin, la présence d'un cristal du même sel, que l'on plonge dans une solution suffisamment rapprochée, influe aussi sur la manière dont un sel cristallise. C'est ainsi que *Leblanc* a obtenu des cristallisations régulières, et d'une grosseur extraordinaire. Suivant la méthode de ce cristallographe, on met dans un vase à surface plane des cristaux choisis, et d'une configuration bien déterminée; on les place de manière qu'il y ait un certain intervalle entre eux, et on verse ensuite dessus de la solution de sel, rapprochée au degré convenable, c'est-à-dire jusqu'au point où le sel cristallise par le refroidissement; on change tous les jours le cristal de position, afin que

les parties qui touchent les parois du vase reçoivent un accroissement uniforme; on continue de cette manière jusqu'à ce que chaque cristal ait acquis un certain diamètre; alors on les isole dans des vaisseaux de cuivre étamés, et à fond plat, que l'on remplit de la solution; on a toujours soin de tourner, de temps à autre, le cristal, afin que toutes ses surfaces offrent un contact égal; au bout de quelques jours, et lorsque le liquide surnageant a fourni toutes ses molécules salines, et qu'il commence à agir sur les angles du cristal, on décante la liqueur, et on la remplace par une autre solution saturée comme la précédente; on continue ainsi jusqu'à ce que la masse cristalline ait pris le développement qu'on désire lui donner. Le chimiste peut, en outre, varier l'assemblage des cristaux de mille manières, et former plusieurs dessins agréables. Si on suspend un fil ou un petit rameau dans le milieu d'une liqueur rapprochée qui tient en suspension quelques sels, presque toute la cristallisation se formera sur ce corps, et prendra une forme régulière. On obtient encore différentes figures de sel, en variant la forme du solide sur lequel les cristaux doivent adhérer.

Les cristaux des différens sels, obtenus par

les moyens que nous avons décrits, retiennent tous, suivant leur nature, une partie aqueuse plus ou moins abondante, que l'on appelle *Eau de cristallisation :* c'est cette eau qui donne la forme et la transparence à la plupart des sels.

Observation. Un célèbre minéralogiste français, M. *Haüy*, a démontré très savamment que chaque cristal avait pour élément un noyau primitif bien déterminé, invariable, et le même dans tous les cristaux d'un corps du même genre, quoique d'une forme extérieure très différente, lequel peut être mis à découvert à l'aide d'un instrument tranchant, avec lequel on détache les lames superposées qui constituent l'enveloppe qui modifie, change, et fait varier à l'infini la forme d'un cristal entier.

M. *Haüy* distingue dans un cristal :

La forme primitive, qui est proprement le noyau, dont il admet six formes différentes : le parallélipipède, l'octaèdre, le tétraèdre, le prisme à six pans, le dodécaèdre rhomboïdal, et le dodécaèdre triangulaire ;

La forme secondaire, qui est le cristal entier, c'est-à-dire la partie similaire qui recouvre la figure primitive.

Les molécules intégrantes, celles dont l'assemblage forme le cristal, et qui sont susceptibles d'une division extrême.

Le système de cet illustre cristallographe embrasse une suite de faits de la plus haute importance, et qui ne peuvent être bien saisis que par ceux qui, possédant déjà des connaissances très étendues dans les sciences physiques, sont susceptibles de se livrer à de profondes méditations, et de savourer, si je puis m'exprimer ainsi, les lumineuses vérités qu'il renferme. (*Voyez* son Traité de Minéralogie, publié par le Conseil des Mines.)

Explication des termes géométriques, d'après MM. Bouillon-Lagrange *et* Vogel.

Parallélipipède, solide terminé par six parallélogrammes, dont les opposés sont parallèles.

Octaèdre, solide à huit faces.

Tétraèdre, corps régulier, formé de quatre triangles équilatéraux et égaux.

Prisme, solide alongé, formé par plusieurs plans rectangles, et dont les extrémités sont égales.

Dodécaèdre, solide régulier, dont la surface est formée de douze pentagones réguliers.

Dièdre, qui a	2	faces.
Trièdre.	3	
Pentaèdre.	5	
Hexaèdre.	6	
Heptaèdre.	7	
Ennéaèdre.	9	
Décaèdre.	10	
Endécaèdre.	11	
Tétradécaèdre.	14	
Pentadécaèdre.	15	
Hexadécaèdre.	16	
Octodécaèdre.	18	
Icosaèdre.	20	
Icositessaraèdre.	24	

Polyèdre, qui a plusieurs faces.

Polygone, qui a plusieurs angles.

Trigone, qui a trois angles.

Tétragone, ou		
Quadrangulaire, qui a.	4	angles.
Pentagone.	5	
Hexagone.	6	
Heptagone.	7	
Octogone.	8	
Ennéagone.	9	
Décagone.	10	
Endécagone.	11	
Dodécagone.	12	

Pyramide, solide à plusieurs côtés, qui se termine en pointe.

Tessère, solide court, terminé par plusieurs faces.

Tessulaire, figure qui approche plus ou moins de la forme cubique.

Cube, solide régulier à six faces carrées.

Rhombe, losange.

Rhomboïde, parallélogrammes dont les côtés contigus et les angles sont inégaux.

Triangle, figure qui a trois côtés et trois angles.

PREMIER GENRE.

Propriétés génériques des sulfates.

Qu'entend-on par sulfate?

On appelle sulfate le résultat de la combinaison de l'acide sulfurique avec des bases, soit terreuses, soit alcalines ou métalliques.

Les sulfates, par l'action du calorique, se fondent et se volatilisent sans éprouver d'altération sensible, lorsqu'ils sont neutres; tous prennent une forme cristalline constante et régulière; ils sont décomposés par le carbone à une haute température, et précipités de leurs solutions par la barite et l'alcohol.

Exposés à l'air, ils se dessèchent ou attirent

l'humidité, suivant leur nature et leur degré de solubilité dans l'eau.

Les acides en général n'ont aucune action sur les sulfates; cependant ceux de ces sels que l'on fait rougir avec l'acide phosphorique ou boracique, donnent de l'acide sulfurique, de l'acide sulfureux, et du gaz oxigène.

Leur saveur varie, et est en raison de l'espèce; quelquefois elle est faible, d'autres fois forte, mais toujours amère.

Les sulfates se rencontrent avec quelques métaux, et en solution dans plusieurs eaux; les humeurs végétales et animales en contiennent aussi; cependant ils sont presque toujours le produit de l'art.

(Nous ne traiterons ici que des substances salines usitées en médecine et dans les arts, en suivant l'ordre de leurs attractions respectives avec chaque acide.)

1°. *Du Sulfate de Potasse.*

Comment prépare-t-on le sulfate de potasse?

Ce sel s'obtient de plusieurs manières. Ordinairement on le prépare par le procédé suivant: On met dans une terrine de grès deux parties de potasse pure, ou à l'état de carbonate, que l'on étend avec six parties d'eau

chaude; on verse dessus, peu à peu, de l'acide sulfurique affaibli : il se manifeste une vive effervescence, si l'on a employé de la potasse carbonatée; on continue de verser de l'acide jusqu'à ce que la liqueur ne change point la couleur du papier teint de tournesol: c'est ce qu'on appelle *point de saturation;* on filtre la liqueur; on la fait évaporer lentement jusqu'à pellicule; on la laisse ensuite refroidir paisiblement, et le sel cristallise au fond du vase en forme de cristaux en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides à six pans.

Quels sont les caractères du sulfate de potasse?

Ce sel n'est pas altéré par l'air; sa saveur est âcre, amère, et désagréable; il se fond assez difficilement dans l'eau froide; l'eau chaude en dissout le cinquième de son poids.

Les corps combustibles l'altèrent; le charbon le décompose, en s'emparant de l'oxigène de l'acide qui entre dans sa composition, et il y a formation d'acide carbonique; le soufre, devenu libre, s'unit ensuite à l'alcali, et forme un sulfure de potasse.

Le sulfate de potasse peut retenir une plus grande quantité d'acide sulfurique, et former un *sursulfate* de potasse (ou acide), qui cristallise en aiguilles prismatiques, rougit les

couleurs bleues végétales, et est très dissoluble dans l'eau; ce qui fait qu'on s'en sert avantageusement dans la préparation des limonades laxatives : il se prépare en chauffant dans une cornue du sulfate de potasse, avec un tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, et faisant cristalliser dans un lieu frais.

D'après *Thomson*, 100 parties de ce sel sont composées d'acide sulfurique 31,0, potasse 67,6, eau 1,4.

Le sulfate de potasse a été connu dans l'ancienne chimie sous différens noms très insignifians, tels que *tartre vitriolé*, *arcanum duplicatum*, *sel polychreste de Glazer*, *sel de Duobus*, etc. etc. On le trouve dans les cendres d'un grand nombre de végétaux, ainsi que dans quelques urines; les jeunes pieds de bourrache en contiennent beaucoup. M. *Chaptal* en a aussi rencontré dans les feuilles de tabac.

2°. *Sulfate de Soude.*

De quelle manière prépare-t-on le sulfate de soude ?

Ce sel se prépare avec les cristaux de soude, ou carbonate de soude; on opère, du reste, comme pour le sulfate de potasse. On l'obtient aussi en faisant dissoudre dans l'eau, et

cristalliser le résidu de la distillation de l'acide muriatique.

Le sulfate de soude est abondamment répandu dans la nature, et on le prépare rarement dans les laboratoires; on le retire ordinairement de plusieurs fabriques, où on l'obtient comme produit accessoire. Il se rencontre dans plusieurs eaux minérales, dans beaucoup de végétaux, et avec la soude du commerce. Sa découverte est due à *Glaubert*, qui l'a appelé *sel admirable*, à cause de sa belle cristallisation.

Quels sont les caractères du sulfate de soude?

Le sulfate de soude a une saveur amère, salée et désagréable; il se fond facilement dans la bouche; l'eau bouillante en dissout son poids: sa cristallisation est en prisme à six pans, terminés par des pyramides dièdres; mais, dans le commerce, on lui fait prendre la forme de petits cristaux en aiguilles, en troublant, avec des balais, la solution rapprochée, précisément dans le temps où il cristallise, pour former ce qu'on connaît sous le nom de *sel d'Epsum de Paris*.

Le sulfate de soude exposé à l'air perd son eau de cristallisation, et tombe en efflorescence; la poudre blanche, qui le recouvre

dans ce cas, n'est autre chose que de la soude, qui n'apporte aucun changement dans la nature de ce sel, lequel reprend sa forme cristalline par la présence de l'eau.

Plusieurs combustibles, tels que le phosphore et le charbon, le décomposent; ce dernier corps ne peut cependant produire cet effet seul; il faut y joindre un carbonate calcaire, comme on le pratique pour la fabrication de la soude : la barite et la strontiane l'altèrent aussi fortement.

Le sulfate de soude, comme celui de potasse, peut être avec excès d'acide, et former un *sursulfate* de soude, caractérisé par une saveur très aigre.

Cent parties de ce sel ont fourni à l'analyse, d'après Buc'hoz, 0,23 parties d'acide sulfurique, 0,20 de soude, et 0,57 d'eau.

3°. *Sulfate de magnésie.*

Comment obtient-on le sulfate de magnésie?

Ce sel est si commun dans le commerce, qu'on ne le prépare point de toutes pièces. On peut l'obtenir en combinant directement l'acide sulfurique et la magnésie. On le trouve en grande quantité dans les eaux de la mer, dans les eaux-mères des salines, dans celles

des puits de Paris, et notamment dans plusieurs sources minérales, telles que celles de la fontaine d'Epsum, en Angleterre, d'où lui vient le nom qu'on lui a donné.

Quels sont les caractères du sulfate de magnésie?

Les propriétés de ce sel approchent beaucoup de celles du sulfate de soude; cependant il en diffère, en ce qu'il est plus amer, et qu'il cristallise en prismes à quatre faces inégales; il est dissoluble dans deux parties d'eau: l'eau chaude en dissout le double de son poids.

Exposé à l'air, ce sel tombe en efflorescence, ou bien devient déliquescent, lorsqu'il contient du muriate de chaux; chauffé modérément, il perd son eau de cristallisation, et se fond; par une vive chaleur, il subit la fusion ignée sans éprouver d'altération.

Ce sulfate est décomposable par la soude, la potasse, et la barite, qui en précipitent la magnésie. L'ammoniaque ne le décompose qu'en partie; il se forme un sulfate ammoniaco-magnésien. Chauffé dans une cornue avec le charbon, il se change en sulfure, et il se dégage du gaz hydrogène sulfuré.

Cent parties de sulfate de magnésie sont composées, d'après *Bergmann*, de 33 parties d'acide sulfurique, 19 de magnésie, et 48 d'eau.

4°. *Sulfate d'Alumine potassé, ou Alun.*

De quelle manière prépare-t-on le sulfate d'alumine?

On obtient ce sel en combinant directement l'acide sulfurique avec l'alumine, et faisant évaporer la dissolution jusqu'au point de cristallisation.

Le sulfate d'alumine se retire en grand, dans plusieurs ateliers, de la lixiviation des schistes alumineux. La nature nous l'offre aussi dans plusieurs états. M. *Vauquelin* en a reconnu six genres différens. Le plus commun est le sulfate d'alumine potassé, ou alun du commerce.

Quels sont les caractères du sulfate d'alumine?

Ce sel cristallise en petites lames brillantes; il a une saveur légèrement acide, et une forte stipticité; il rougit les couleurs bleues végétales, s'effleurit un peu à l'air, et exige, pour se dissoudre complètement, cinq fois son poids d'eau à 10 degrés.

Le sulfate d'alumine exposé à l'action du feu, perd son eau de cristallisation, se boursouffle considérablement, et se réduit en une poudre légère d'un beau blanc, que l'on nomme *alun calciné;* dans cet état il retient fortement

une portion d'acide sulfurique, qu'il est très difficile de lui enlever en totalité.

Ce sel est décomposable par beaucoup de corps combustibles; le charbon, le phosphore ont particulièrement cette propriété; la baryte, la magnésie, la strontiane, et les alcalis, produisent un effet semblable, de même que plusieurs substances animales et végétales. Sa décomposition, opérée avec ces dernières, donne pour résultat un corps qui s'enflamme lorsqu'il a le contact de l'air humide, et que l'on connaît sous le nom de *pyrophore de Homberg*.

La préparation de ce pyrophore consiste à faire liquéfier, dessécher, et même charbonner au feu, dans un creuset ou dans une poële de fer, un mélange de trois parties d'alun contre une de sucre, ou de miel, ou de farine, et à faire chauffer au rouge cette poudre introduite dans un matras à long col, qui ne doit être rempli qu'au trois quarts, et dont la boule plonge dans un creuset plein de sable, jusqu'à ce qu'il s'élève, à l'extrémité du col, une petite flamme bleuâtre.

Le pyrophore (sulfure d'alumine et de potasse) doit être conservé dans un flacon bien sec et parfaitement bouché, car il perd à l'air la propriété de s'enflammer spontanément.

D'après l'analyse de M. *Vauquelin*, cent parties de sulfate d'alumine provenant de fabrique, ont pour principes constituans, sulfate d'alumine 49 parties, sulfate de potasse 7, eau 44.

DEUXIÈME GENRE.

DES NITRATES.

Propriétés générales de ces sels.

Qu'entend-on par nitrate?

On donne le nom de nitrate aux combinaisons de l'acide nitrique avec les bases salifiables.

Les nitrates en général sont tous solubles dans l'eau, et cristallisables par refroidissement; tous fournissent, à la chaleur, du gaz oxigène et du gaz azote; ils brûlent et enflamment les corps combustibles, en produisant souvent de fortes détonations; ils laissent, après leur combustion, un résidu alcalin ou terreux; leur saveur est fraîche et piquante; l'air ne paraît pas altérer sensiblement leurs principes, et le changement qu'il leur fait éprouver n'a pour cause que l'eau de cristallisation qu'il dissout.

L'acide muriatique, aidé du calorique, les décompose en s'emparant d'une partie de l'oxi-

gène de l'acide nitrique, et il y a formation d'acide oxi-muriatique qui s'exhale.

L'acide sulfurique en dégage de l'acide nitrique, en se combinant avec les bases pour lesquelles il a une plus forte affinité.

Les nitrates sont abondamment répandus dans la nature; on les trouve ordinairement à la superficie des murs des vieilles maisons, des étables, et autres endroits; plusieurs végétaux en contiennent aussi de grandes quantités; ils se rencontrent toujours à peu de profondeur, et assez ordinairement à la surface des terres, comme on l'observe dans les contrées de l'Inde.

1°. *Nitrate de Potasse.*

Qu'est-ce que le nitrate de potasse, et d'où le retire-t-on?

Le nitrate de potasse, nitre ou salpêtre, est la combinaison de l'acide nitrique et de la potasse.

Ce sel existe tout formé dans quelques contrées de l'Inde, en Egypte, en Espagne, où on le rencontre à la surface du sol; on le trouve aussi à l'extérieur des murailles calcaires des caves, des celliers, et autres endroits, d'où on le détache avec des balais; ce qui fait qu'on l'appelle dans le commerce *nitre*

de houssage. Quelques végétaux en contiennent également en assez grande quantité ; tels sont la bourrache, la pariétaire, les feuilles de tabac, la fumeterre, etc., etc. ; très souvent encore, la superficie des extraits, qui ont fermenté, en fournit des proportions plus ou moins considérables. On a remarqué que la décomposition des substances animales ou végétales favorise singulièrement la formation de ce sel, et que les lieux sombres et humides sont les endroits où l'on en trouve davantage. On s'est en outre assuré que, pour qu'il se produise convenablement, il ne faut pas une trop grande lumière, ni une obscurité parfaite ; et qu'une grande chaleur, ou un froid rigoureux nuisent également à sa formation. Ce sel s'obtient ordinairement des débris des plâtres, des terres salpêtrées des caves, ou des étables qui ont formé le sol des lieux habités par des animaux.

Les terres qui contiennent du salpêtre se reconnaissent facilement à leur aspect humide, et par leur saveur froide et salée.

De quelle manière prépare-t-on le nitrate de potasse ?

Lorsqu'on veut préparer du nitre, on commence par lessiver les terres ou plâtras qui en contiennent dans de grands tonneaux placés

sur des chantiers, et garnis, à quelques pouces de leurs fonds, d'une chantepleure : on fait ensuite évaporer les lessives obtenues dans de grandes chaudières, jusqu'à pellicule ; de manière qu'une petite quantité du liquide, jeté sur un corps froid, se solidifie sous la forme d'un globule blanc, ou bien encore que la lessive marque trente-deux degrés à l'aréomètre de *Baumé*. Arrivée à ce point, on l'expose au frais dans des cristallisatoires ; et, après vingt-quatre heures de repos, on décante doucement les eaux-mères, et on trouve au fond du vase, dans lequel on a laissé refroidir, des cristaux de nitre très impurs, qu'on appelle *salpêtre brut*, ou de *première cuite*.

Les eaux-mères que l'on a séparées, contiennent du muriate de magnésie, de chaux et de soude, du nitrate de chaux, de magnésie et de potasse, dans la proportion d'un sixième environ de ce dernier ; on les fait évaporer de nouveau, jusqu'au point convenable, et l'on met à cristalliser ; on continue de cette manière, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de cristaux. On mêle tous ceux que l'on a obtenus, et on les soumet à une seconde opération que l'on appelle *raffinage*.

A cet effet, on fait dissoudre le salpêtre brut dans l'eau bouillante; on ajoute de la potasse

dans la proportion de trois cent soixante-dix-huit grammes (douze onces), par litre de liquide, afin de décomposer le nitrate de chaux qui existe, et l'on fait ensuite bouillir dans une chaudière de cuivre : le muriate de soude, que contient ce sel en assez grande quantité, se précipite pendant l'ébullition, on le ramasse avec soin, et on continue ainsi l'opération en ayant soin de bien écumer.

D'autre part, on fait fondre de la colle de Flandre dans de l'eau commune, et l'on ajoute cette solution dans la chaudière; les parties mucilagineuses enveloppent les corps etrangers et s'emparent de toutes les impuretés. Quand la liqueur est suffisamment rapprochée; on la met à cristalliser, et on obtient par refroidissement le salpêtre de deuxième cuite.

Le salpêtre de la seconde cuite, quoique d'un assez beau blanc, contient néanmoins du muriate de soude, ce qui nécessite de le purifier une troisième fois. Pour cet effet, on le redissout dans une nouvelle quantité d'eau; on le fait bouillir quelques instans, en observant de bien écumer, et on met à cristalliser. On obtient cette fois du nitrate de potasse très blanc, très pur, que l'on nomme nitre de troisième cuite.

L'objet de toutes ces opérations est facile à concevoir : le muriate de soude et les sels déliquescens, restent dans la liqueur, ou se précipitent suivant leurs différens degrés de solubilité à chaud, ou à froid ; les substances terreuses insolubles se séparent avec les écumes, tandis que plusieurs autres sels restent en solution dans l'eau-mère.

Quels sont les caractères du nitrate de potasse ?

Ce sel à l'état de pureté, a une saveur fraîche, un peu amère ; il est dissoluble dans huit fois son poids d'eau froide, brûle rapidement et donne une belle flamme lumineuse ; ses cristaux sont brillans, très blancs, et affectent la forme de prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces.

Le nitre, soumis à l'action d'une chaleur modérée dans un creuset, perd son eau de cristallisation et se liquéfie. Si on le coule, en cet état dans une bassine, et qu'on l'étende de manière à en former une tablette, on obtient une substance solide, blanche, opaque, que l'on nomme improprement *cristal minéral*, *sel de Prunel*, et qui contient du sulfate de potasse qui la rend impure, lorsque, comme on le pratique assez souvent dans les pharmacies, on a ajouté, pendant la fusion du nitre pour

cette préparation, une certaine quantité de soufre.

Une forte chaleur décompose ce sel, en lui enlevant le gaz oxigène et le gaz azote ; il ne reste plus dans la cornue que de la potasse.

Il est encore décomposé à l'aide du calorique, par plusieurs corps combustibles, tels que le soufre, le charbon, les métaux, etc., etc. Beaucoup d'acides ont aussi la même propriété. Si on fait fondre, dans un creuset, trois parties de nitre, et qu'on y projette, par cuillerée, une partie en poids de charbon en poudre, il y aura chaque fois, production de calorique, vive détonation, et dégagement de gaz acide carbonique et de gaz azote ; ce phénomène passé, il reste dans le creuset une matière saline, laquelle calcinée, dissoute dans l'eau, filtrée, et évaporée ensuite jusqu'à siccité, forme ce que les anciens chimistes ont nommé *nitre fixé par les charbons*.

La solution de cette masse saline, suffisamment concentrée, avait été appelée *liqueur de nitre fixé*, *alkaest de Vanhelmont*.

Le nitrate de potasse est composé, d'après M. *Trommsdorff*, de 0,30 d'acide nitrique, 0,63 de potasse, et de 0,07 d'eau.

Le nitrate de potasse est un des sels les plus précieux que possède la médecine ; les arts et

la chimie en retirent aussi les plus grands avantages. Mêlé dans la proportion de soixante-seize parties, contre douze de soufre, et autant de charbon, il forme la poudre à canon.

Ce sel fait encore la base de la *poudre fulminante*, qui, chauffée sur le feu à l'air libre, et dans une cuiller de fer, se liquéfie, puis s'enflamme en produisant une forte détonation. Elle se prépare en mêlant ensemble trois parties de nitre, deux parties de potasse très sèche, et une de soufre.

La *poudre de fusion*, que l'on appelle aussi DOCIMASTIQUE, parcequ'on l'emploie avantageusement comme fondant dans l'essai des mines, se compose avec trois parties de nitrate de potasse, une partie de soufre, et une de sciure de bois : elle a la propriété de fondre le cuivre, etc.

(Les autres nitrates sont inusités en médecine ; quant aux nitrates métalliques, voyez les métaux.)

GENRE TROISIÈME.

DES MURIATES.

Propriétés géneriques de ces sels.

Qu'entend-on par muriate ?

On donne le nom de muriate aux combinai-

sons de l'acide muriatique et des bases salifiables.

Les muriates sont tous solubles dans l'eau, mais plus ou moins ; leur saveur varie, le plus ordinairement elle est salée, quoique souvent mêlée d'amertume ou d'âcreté. Aucuns de ces sels n'éprouve de changement par les corps combustibles, ni par l'action de la lumière ; avec le calorique, ils décrépitent, se fondent ou se volatilisent, sans être altérés ; quelques-uns résistent au plus grand feu.

Ils font effervescence avec l'acide sulfurique, et répandent dans l'air des vapeurs blanches d'acide muriatique.

Traités à chaud avec l'acide nitrique, ils forment de l'acide oxi-muriatique qui se dégage.

Les muriates se trouvent abondamment sous forme solide dans différens endroits ; plusieurs substances végétales et animales en contiennent; mais, le plus ordinairement, on les obtient par l'évaporation de quelques eaux où ils se trouvent en solution.

1°. *Muriate de barite.*

Comment prépare-t-on le muriate de barite ?

On peut préparer ce sel, en saturant de l'acide muriatique avec du carbonate de barite,

et en faisant évaporer ensuite la liqueur jusqu'au point de cristallisation.

Le procédé le plus simple et le meilleur pour former ce sel, est celui de M. *Bouillon-Lagrange;* il consiste à projeter, par cuillerée dans un creuset rouge, un mélange de parties égales de muriate de chaux, et de sulfate de barite en poudre fine, que l'on verse, lorsqu'il est complètement fondu, sur une plaque de fonte qu'on a fait chauffer d'avance. Cette matière refroidie a une couleur grisâtre, elle est dure et très déliquescente, on la réduit en poudre, et on la fait bouillir quelques instans dans six fois son poids d'eau distillée ou filtrée; on fait évaporer jusqu'à pellicule, et on obtient par refroidissement de très beaux cristaux.

Le muriate de barite, préparé d'après ce procédé, retient assez souvent une certaine quantité de muriate calcaire. On le purge de ce sel, et on l'obtient à l'état pur, en le faisant redissoudre dans de l'eau, et cristalliser une seconde fois.

Quels sont les caractères du muriate de barite ?

Ainsi obtenu, il a une saveur âcre et un peu amère; il cristallise en lames carrées, dont les bords sont en biseaux; il est inaltérable à l'air, et dissoluble dans six parties d'eau froide,

Il est décomposé par les acides sulfurique et nitrique, par les sulfates, les carbonates, les phosphates, et borates alcalins. Selon *Kirwan*, il est composé de 0,20 parties d'acide muriatique, 0,64 de barite, et 0,16 d'eau.

Le muriate de barite est un réactif infiniment précieux pour reconnaître par-tout la présence de l'acide sulfurique; plusieurs praticiens célèbres l'ont proposé dans l'art médical. On en fait usage, à la dose d'un grain, dans les maladies de la peau; il faut administrer ce sel avec beaucoup de circonspection, car c'est un poison assez actif.

2°. *Muriate de potasse.*

Comment prépare-t-on le muriate de potasse ?

Le muriate de potasse s'obtient en saturant de la potasse caustique avec de l'acide muriatique, et en faisant ensuite évaporer jusqu'à pellicule, et cristalliser dans un lieu frais.

Quels sont les caractères du muriate de potasse ?

Ce sel cristallisable en cube, ou en parallélipipède rectangle, a une saveur salée et amère, et attire légèrement l'humidité; l'eau froide en dissout le tiers de son poids, l'eau chaude en

dissout une beaucoup plus grande proportion.

Plusieurs acides ont la propriété de le décomposer, tels sont le sulfurique, le nitrique, etc. La décomposition opérée par ce dernier acide, présente un phénomène assez remarquable; l'acide muriatique dégagé, se porte sur l'acide nitrique du sel, s'empare d'une portion de son oxigène, devient acide muriatique oxigéné, et l'acide nitrique passe à l'état d'acide nitreux : l'argile le décompose en partie; le nitrate de chaux a la même propriété, et, par son action, il se forme du nitrate de potasse et du muriate de chaux.

Le muriate de potasse existe naturellement dans quelques eaux minérales, dans les cendres de beaucoup de végétaux, ainsi que dans plusieurs produits animaux.

Le muriate de potasse était anciennement connu sous le nom de *sel fébrifuge de Sylvius*; il est composé, d'après *Kirwan*, de 0,66 parties de potasse, 0,28 d'acide muriatique, et 0,08 d'eau.

3°. *Muriate de Soude.*

D'où retire-t-on le muriate de soude, et quel est son mode de préparation?

Le muriate de soude, ou sel de cuisine, s'obtient le plus ordinairement par l'évaporation de l'eau de la mer, dans laquelle il existe en grande quantité. On le rencontre aussi en grosses masses dans l'intérieur de la terre, en Pologne, en Russie, en Espagne, dans des mines, où il forme le *sel gemme* des naturalistes; les eaux de quelques sources salées en contiennent encore, de même que plusieurs substances végétales et animales.

Le sel gemme présente une infinité de modifications qui dépendent de son degré de pureté; il contient assez souvent des coquillages, et plusieurs substances salines; quelquefois il est jaune ou rouge; d'autres fois bleu ou violet, et le plus souvent blanc : ces différentes nuances sont dues au mélange d'un oxide de fer ou de manganèse plus ou moins oxigéné.

Le sel marin du commerce est extrait des eaux de la mer, des marais salans, ou des sources d'eau salée, par des procédés assez généralement connus, et dont nous ne pouvons nous occuper ici. Il contient plusieurs corps étrangers qui le colorent en gris, tels que de la silice, de l'argile, et de la chaux, qui le rend déliquescent et amer : on le débarrasse d'une partie de ses impuretés par la purification.

A cet effet on en fait dissoudre une certaine quantité dans de l'eau distillée, et on filtre la liqueur ; elle passe claire et très limpide ; on la fait évaporer à l'action d'une chaleur modérée ; on met ensuite à cristalliser, et on obtient le sel d'une belle couleur blanche, mais qui contient encore du muriate de chaux, auquel il doit la propriété d'attirer l'humidité. Pour l'obtenir à l'état de pureté, et propre aux usages de la chimie, on opère le départ du muriate de chaux qu'il retient, en ajoutant dans sa solution du carbonate de soude liquide. La base de ce sel se combine avec l'acide muriatique, et l'acide carbonique avec la chaux, pour former du carbonate de chaux insoluble, qui se précipite.

Quels sont les caractères du muriate de soude?

Le muriate de soude cristallise ordinairement en cube ; sa saveur, comme on sait, est piquante, salée et agréable ; à l'état de pureté il n'éprouve aucun changement de la part de l'air atmosphérique ; il est dissoluble dans un peu plus de deux parties d'eau.

Exposé à l'action du feu, il se divise, éclate, et fait entendre un pétillement assez considérable, qu'on appelle *décrépitation*. Cet effet, comme nous l'avons déjà dit, a pour cause

l'expansion subite de l'eau de cristallisation qui se sépare sous forme de vapeur.

Ainsi privé de son eau, et chauffé au rouge dans un creuset, il se fond, s'agglutine en une masse opaque, et forme une espèce d'émail blanc; à une chaleur très active il finit par se volatiliser sous forme de vapeur blanche.

Le muriate de soude est décomposable par un grand nombre de corps. Les acides sulfurique et nitrique, à une température moyenne, ont cette propriété. Par le premier, il se dégage de l'acide muriatique; le second fait naître de l'acide oxi-muriatique, et du gaz nitreux qui s'élève.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent aussi ce sel, de même que les oxides de fer et l'oxide de plomb au *maximum*. On a proposé d'extraire directement la soude du sel marin, par le concours de ce dernier; mais les résultats qu'on a obtenus, quoique satisfaisans, n'ont pas été aussi lucratifs qu'on l'avait d'abord imaginé : cependant plusieurs habiles chimistes ont entrepris des travaux en grand sur cet objet. La décomposition s'opère complètement par le mélange d'une partie de muriate de soude contre sept de litharge, avec l'eau nécessaire pour former une bouillie liquide, laquelle, au bout de

quelques heures, acquiert une consistance considérable, ce qui nécessite d'ajouter une nouvelle quantité d'eau, que l'on fait ensuite évaporer le quatrième jour, de manière à obtenir, par le refroidissement, de la soude carbonatée.

Ce sel a pour parties constituantes, d'après *Kirwan*, soude 0,50 parties, acide muriatique 0,33, eau 0,17.

Quels sont les usages du muriate de soude?

Le sel, comme on sait, est communément employé dans les cuisines pour relever le goût de certains mets; c'est un assaisonnement aussi nécessaire que salutaire; il retarde les progrès de la putréfaction des substances animales et végétales, lorsque toutefois on l'emploie à forte dose; car, en petite quantité, il paraît, comme on l'a déjà observé il y a long-temps, accélérer, et même exciter leur corruption. Les chimistes l'emploient dans la préparation de l'acide muriatique simple et oxigéné, pour produire ou augmenter l'intensité du froid, et, dans quelques circonstances, pour conserver ou fixer l'arôme de certaines fleurs. Dans les arts, ce sel reçoit une foule d'applications utiles.

4°. *Muriate d'Ammoniaque.*

D'où retire-t-on le muriate d'ammoniaque, et quel est son mode de préparation?

Ce sel, que les anciens chimistes ont appelé *sel ammoniaque* parcequ'il était apporté de l'Ammonie, contrée de la Lybie où était l'oracle de Jupiter-Ammon, existe dans la nature, mais en petite quantité; on le rencontre aux environs des Volcans, et quelquefois même au Vivarais, où il est sous différentes couleurs, telles que rouge, vert, noir, ou simplement gris; il est toujours impur, et combiné assez souvent avec le fer et l'arsenic. Les eaux de quelques lacs de la Toscane en contiennent aussi des quantités notables. Tout celui dont nous nous servons est le produit de l'art. Il s'obtient dans les laboratoires en combinant directement l'acide muriatique avec de l'ammoniaque, jusqu'à saturation complète, et procédant ensuite comme pour les autres sels; mais la presque totalité de celui que nous employons nous arrive d'Egypte, où, depuis un temps immémorial, on le retire de la fiente du chameau, du bœuf, et autres animaux qui se nourrissent de plantes salées. A cet effet, on fait sécher au soleil les excrémens qu'on a rassemblés, et mêlés avec de la paille hachée,

afin de former des mottes qu'on fait sécher à la surface des murailles, et qui servent ensuite de combustible au bas peuple. La suie qui résulte de cette combustion est soigneusement recueillie, et mise dans de grands vaisseaux sublimatoires capables de supporter un coup de feu violent, qui se prolonge quelquefois pendant trois jours. Il se produit d'abord, lorsque le matras commence à chauffer, une flamme bleue ou violette, puis du muriate d'ammoniaque qui s'attache au col du vase, que l'on a soin de désobstruer par le moyen d'un fil de fer que l'on fait passer de temps à autre dans son intérieur. Vingt-cinq livres de suie donnent ordinairement près de six livres de sel ammoniaque, qui est impur et d'une couleur grisâtre.

Depuis plusieurs années le muriate d'ammoniaque se prépare en France de toutes pièces. *Baumé* est le premier qui en a fabriqué, en distillant plusieurs matières animales, et combinant le produit de la distillation chargé de carbonate d'ammoniaque avec l'acide muriatique. Le procédé que l'on suit aujourd'hui dans plusieurs fabriques de l'empire, présente beaucoup de célérité et d'économie; il appartient à MM. *Pluvinet* et *Bourlière*. Il consiste à distiller dans des cylindres de fer

qui traversent des fourneaux, et dont une des extrémités est pourvue de tuyaux qui conduisent les produits dans des cuves pleines d'eau, des os et des chiffons de laine; à séparer l'huile animale qui surnage l'eau des cuves, et à filtrer ensuite le carbonate d'ammoniaque liquide à travers une couche de sulfate de chaux calciné et pulvérisé (plâtre). Il se forme dans cette opération mécanique du sulfate d'ammoniaque et du carbonate de chaux, qui restent sur le filtre. On opère ensuite la décomposition du sulfate d'ammoniaque, en le faisant bouillir dans une chaudière avec du muriate de soude, et l'on sépare, par la sublimation, le muriate d'ammoniaque, et, par la cristallisation, le sulfate de soude.

Le muriate d'ammoniaque du commerce n'a pas un degré de pureté suffisant pour les opérations pharmaceutiques; il contient toujours un peu d'huile empyreumatique qui s'est élevée avec lui pendant sa sublimation, et c'est à la présence de cette huile, ainsi qu'à celle d'une certaine quantité de carbone, qu'est due la couleur sale qu'on lui remarque. On le *purifie* en le sublimant de nouveau, ou, mieux encore, en le dissolvant dans de l'eau, filtrant, et faisant ensuite évaporer et cristalliser.

Quelles sont les propriétés du muriate d'ammoniaque ?

Ce sel est ordinairement en pains durs, élastiques, qui ont la forme d'un cône; il cristallise en prisme quadrangulaire, terminé par des pyramides à quatre faces; sa saveur est âcre, piquante et urineuse.

Il est ductile et flexible à la main ; cette propriété le fait céder facilement au choc du marteau, mais le rend très difficile à pulvériser par la percussion. Trois parties et demie d'eau en dissolvent une de ce sel, et il y a, pendant la solution, production d'un froid très considérable. L'eau bouillante en dissout son poids égal, et en laisse déposer ensuite par le refroidissement.

L'air ne paraît pas l'altérer en aucune manière; le calorique le volatilise sans le décomposer.

Plusieurs acides décomposent le muriate d'ammoniaque. Avec l'acide nitrique, il se forme de l'acide nitro-muriatique, qui dissout très bien l'or. Plusieurs oxides métalliques le décomposent aussi, de même que la barite et la chaux, qui en dégage de l'ammoniaque sous forme de gaz.

Le muriate d'ammoniaque est composé,

d'après *Kirwan*, de 42,75 acide muriatique, 25 ammoniaque, et 32,25 eau.

Le muriate d'ammoniaque est fréquemment employé en médecine et dans les arts. A l'état gris, comme celui qui vient d'Egypte, il sert aux chaudronniers pour décaper le cuivre avant l'étamage. Les teinturiers emploient de préférence celui qu'on prépare en Europe, qui est beaucoup plus pur, pour aviver plusieurs couleurs; il est utile dans l'essai des mines, pour reconnaître la présence du fer, dont il favorise la sublimation.

QUATRIÈME GENRE.

MURIATES SUR-OXIGÉNÉS.

Caractères génériques de ces sels.

Qu'entend-on par muriate sur-oxigéné?

On appelle ainsi les combinaisons de l'acide muriatique sur-oxigéné avec les différentes bases salifiables.

Ces sels sont tous solubles dans l'eau; plusieurs le sont aussi dans l'alcohol.

Ils dégagent du gaz oxigène par la chaleur, et se convertissent en muriates simples.

Traités avec les corps combustibles, ils détonent par une faible chaleur, ou par une

légère percussion, et souvent même spontanément.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique les décomposent à l'aide d'une faible chaleur.

Tous les muriates sur-oxigénés sont le produit de l'art : on les prépare en faisant passer un courant d'acide oxi-muriatique dans des bases salifiables tenues en solution dans de l'eau distillée.

1°. *Muriate sur-oxigéné de Potasse.*

Comment prépare-t-on le muriate sur-oxigéné de potasse ?

Ce sel s'obtient en faisant passer de l'acide oxi-muriatique, dégagé par l'appareil de *Woulf*, à travers une solution calcaire, composée d'une partie de carbonate de potasse contre six d'eau distillée.

Dans cette opération le gaz acide muriatique oxigéné est en partie décomposé, dès l'instant et à mesure de son contact avec le carbonate de potasse. La portion d'acide non décomposé devient sur-oxigénée par l'accumulation de l'oxigène qu'il reçoit, et forme avec la potasse un muriate sur-oxigéné, tandis que l'autre partie, à l'état d'acide muriatique

simple, s'unit avec une autre quantité de potasse, pour former un muriate de potasse ordinaire.

La différence de solubilité de ces deux sels, dans l'eau froide, fournit un moyen de les séparer l'un de l'autre. A cet effet, on fait évaporer à une chaleur douce, et dans l'obscurité, la dissolution filtrée. Le muriate sur-oxigéné, beaucoup moins dissoluble, se dépose par refroidissement sous forme de petites lames brillantes qu'on sépare du liquide à l'aide de la décantation, et qu'on fait sécher ensuite sur du papier brouillard : l'eau-mère retient le muriate de potasse simple, qu'on peut faire cristalliser par les moyens ordinaires.

L'examen des phénomènes qui accompagnent la formation du muriate sur-oxigéné, dont la découverte est due à M. *Berthollet*, a fait poser en principe à cet illustre chimiste, que l'acide muriatique simple doit être considéré comme un radical susceptible de se combiner avec des proportions très variables d'oxigène, et de former successivement l'acide muriatique oxigéné et le sur-oxigéné.

Quels sont les caractères du muriate sur-oxigéné de potasse ?

Ce sel cristallise en lames hexaèdres ou rhomboïdales ; sa saveur est fraîche, piquante,

et analogue à celle du nitre ; à l'air, il attire légèrement l'humidité, s'y décompose et passe à l'état de muriate simple ; ce qui fait qu'on est obligé de le conserver dans des vases abrités, et en réposition dans un lieu obscur ; à une chaleur modérée, il donne, à la distillation, du gaz oxigène extrêmement pur.

Jeté sur les charbons ardens, il fuse vivement, en répandant une flamme très brillante.

Broyé dans un mortier de marbre, avec un pilon de bois, ou sur un porphyre, il pétille en lançant un grand nombre d'étincelles.

Il détone avec violence par la percussion et par le contact de plusieurs substances combustibles. Trois parties de ce sel et une de soufre, triturées dans un mortier, s'enflamment spontanément avec un grand bruit.

Plusieurs acides décomposent ce sel, et en dégagent de l'oxigène avec ou sans explosion. Un mélange de sel et de soufre, qu'on projette dans de l'acide sulfurique, produit une grande inflammation sans détonation. On a employé très utilement, depuis quelque temps, pour faire des allumettes, un mélange de ce muriate et de soufre, délayé avec un peu d'eau gommée, de manière à former une sorte de pâte molle, dont on enduit l'extrémité de ces

allumettes, qui s'enflamment lorsqu'on les trempe dans de l'acide sulfurique concentré.

Quelques personnes ont essayé de fabriquer de la poudre de guerre avec ce sel; mais son action trop violente a causé des accidens épouvantables.

Cent parties d'oxi-muriate de potasse sont composées de 67 parties de muriate de potasse et de 33 d'oxigène.

Ce sel est employé avec succès dans les laboratoires pour extraire du gaz oxigène très pur. Cent grains en fournissent jusqu'à soixante-quinze pouces cubes. En médecine on l'a recommandé dans certains cas comme un puissant tonique anti-vénérien. Sa solution aqueuse paraît remplacer utilement dans les arts celle de l'acide oxi-muriatique dans le blanchîment du fil de lin, du chanvre et du coton, etc.

CINQUIÈME GENRE.

DES PHOSPHATES.

Propriétés génériques de ces sels.

Qu'entend-on par phosphates?

On donne le nom de phosphates aux combinaisons de l'acide phosphorique avec les bases salifiables.

Les propriétés générales de ces sels sont de n'être point décomposables à chaud par les corps combustibles, quoique l'acide phosphorique le soit beaucoup; de jouir d'une saveur douce et fraîche, et d'une dissolubilité plus ou moins grande; d'être fixe au feu, de s'y fondre en répandant souvent des lueurs phosphorescentes, et de se vitrifier.

Les phosphates sont décomposés en partie par l'acide sulfurique; ils se dissolvent sans effervescence dans l'acide nitrique, d'où on peut les précipiter par la chaux. Ils retiennent quelquefois un excès d'acide, et forment des sels acidules.

Tous les phosphates s'unissent, à l'aide du calorique, avec les oxides métalliques, et forment avec eux des verres colorés dont on se sert dans les arts.

Ces sels se rencontrent ordinairement dans plusieurs liquides des animaux, et dans différentes substances végétales, etc.

Parmi les phosphates, il n'y a que ceux de chaux et de soude qui offrent quelques importances à connaître.

1°. *Phosphate de chaux, et Phosphate acide de chaux.*

D'où retire-t-on le phosphate de chaux, et quel est son mode de préparation ?

Le phosphate de chaux, connu anciennement sous le nom de *terre des os*, parcequ'il fait la base du squelette, existe abondamment dans la nature. On le trouve particulièrement en Espagne, dans l'Estramadure, où il forme des couches très considérables; les cendres de plusieurs végétaux en fournissent aussi des quantités plus ou moins grandes.

Ce sel s'obtient à l'état de phosphate neutre, et à celui de phosphate acide.

Le phosphate neutre se retire des os dont il fait la base, par le procédé suivant : On lave plusieurs fois dans l'eau une quantité arbitraire d'os calcinés et pulvérisés, pour enlever tous les sels solubles; on dissout le résidu dans une quantité suffisante d'acide muriatique étendu, et on précipite le phosphate de chaux avec de l'ammoniaque, dont on ajoute un excès; on sépare le précipité, et on le lave à plusieurs reprises à l'eau froide et à l'eau chaude, et on le fait ensuite sécher.

Quels sont les caractères du phosphate de chaux neutre ?

Ce sel, obtenu comme nous l'avons dit, est sous forme d'une poudre blanche, insipide et indissoluble, si ce n'est dans un excès d'acide. Il est inaltérable à l'air, et se fond par l'action du feu en une espèce d'émail blanc très opaque.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique, et autres, décomposent en partie ce sel.

A l'analyse il fournit, barite 64,17, acide phosphorique 28,03, eau 4,50.

Le phosphate acide de chaux s'obtient en dissolvant le phosphate neutre dans de l'acide phosphorique, filtrant et faisant cristalliser la dissolution convenablement rapprochée.

La saveur de ce sel est fortement acide; il est plus soluble dans l'eau que le phosphate neutre, inaltérable à l'air, mais déliquescent.

Chauffé, il éprouve la fusion ignée, se liquéfie, se dessèche ensuite, et donne un verre transparent.

Le phosphate acide de chaux est composé de 36 parties de chaux et de 64 acide phosphorique.

Ce sel est employé dans les arts pour polir les métaux, pour la fabrication des coupelles, et, en pharmacie, pour la préparation du phosphore et de l'acide phosphorique; il entre dans la composition de la décoction blanche,

ainsi que dans plusieurs autres médicamens usités.

2°. *Phosphate de Soude.*

De quelle manière prépare-t-on le phosphate de soude ?

Le phosphate de soude, ou sous-phosphate, s'obtient en combinant l'acide phosphorique extrait des os, et étendu d'eau, avec le carbonate de soude, et faisant évaporer et cristalliser comme pour les autres sels ; mais pour que ce sel cristallise bien, il est nécessaire qu'il contienne un léger excès de soude ; autrement on ne peut l'obtenir qu'avec beaucoup de peine, et en masse informe.

Le procédé suivant, extrait du Dictionnaire de Chimie de M. *Klaproth*, paraît préférable à tous ceux que l'on a indiqués. Il consiste à ajouter à un mélange d'acide sulfurique et d'os réduits en poudre fine une quantité suffisante d'eau commune, pour former une pâte molle, et à comprimer cette pâte introduite dans un sac de grosse toile, et que l'on arrose d'eau jusqu'à ce que la liqueur en découle insipide.

On filtre le liquide obtenu, on y ajoute de la soude jusqu'à saturation complète, et l'on fait ensuite évaporer et cristalliser.

Quelles sont les propriétés du sous-phosphate de soude ?

Ce sel cristallise en prisme à six faces rhomboïdales ; sa saveur est agréable, et légèrement salée ; il contient beaucoup d'eau de cristallisation ; il effleurit à l'air, et perd entièrement sa transparence ; il verdit le sirop de violette à raison de l'excès d'alcali qu'il contient, et est dissoluble dans quatre parties d'eau à dix degrés, et dans moins de deux parties d'eau bouillante.

Exposé à l'action d'une chaleur douce, il se liquéfie dans son eau de cristallisation, qui est abondante, et se boursouffle considérablement. A une chaleur plus active, il prend de l'opacité et forme une masse vitrifiable semblable à l'émail.

Beaucoup d'acides décomposent ce sel : le sulfurique et le nitrique le convertissent en *phosphate acide* (sur-phosphate), qui, bien plus soluble, cristallise moins bien.

La barite, la strontiane, la chaux, le décomposent également, de même que plusieurs oxides métalliques avec lesquels il se combine.

Le phosphate de soude est composé, selon M. *Thénard*, de 15 parties acide phosphorique, 19 soude et 66 eau.

Quels sont les usages du phosphate de soude ?

Ce sel est maintenant très usité, sur-tout en Angleterre, où il a été extrêmement préconisé; en France, on l'emploie comme purgatif doux, à la dose de 16 grammes à 32 grammes, dissous dans un litre de thé ou de bouillon non salé; sa saveur n'est nullement désagréable; il purge sans tranchées et convient singulièrement aux personnes délicates.

SIXIÈME GENRE.

DES BORATES.

Propriétés générales.

Qu'entend-on par borates ?

On appelle borates, les combinaisons de l'acide boracique avec des bases salifiables.

Les borates ont une saveur stiptique, quelquefois âcre; ils sont tous inaltérables à l'air; quelques-uns sont solubles dans l'eau, d'autres le sont peu; mais ils deviennent tous dissolubles par un excès de base; ils se fondent par l'action du feu et se vitrifient sans être décomposés. La plupart sont susceptibles de prendre une forme cristalline assez régulière.

Nota. Les borates sont peu usités, il n'y a

que le sous-borate de soude que l'on emploie en pharmacie.

1°. *Sous-borate de soude ou Borax.*

D'où retire-t-on le sous-borate de soude, et quel est son mode de préparation ?

Ce sel, connu depuis un temps immémorial sous le nom de *borax*, de *tinckal*, de *chryso-colle*, etc., parce qu'il sert à souder l'or et les autres métaux, nous vient, à l'état brut, des Indes orientales, où on le trouve au fond de plusieurs lacs qui se dessèchent dans la saison chaude. Celui qui nous est fourni par la voie du commerce est toujours avec excès de base et salit par la présence de plusieurs substances mucilagineuses et grasses, dont on le débarrasse à Venise, et spécialement en Hollande, par une suite de procédés parfaitement bien connus aujourd'hui en France. On en distingue de trois sortes, savoir : le borax brut en morceaux grisâtres ; le borax de la Chine, qui est assez souvent recouvert d'une poussière blanche très-fine ; et le borax de Hollande ou raffiné.

On peut préparer ce sel dans les laboratoires, en combinant directement la soude et l'acide boracique, et opérant du reste comme pour les autres sels.

Quel est le caractère du sous-borate de soude ?

Le borax purifié présente des prismes hexaèdres terminés par des pyramides à six faces; il a une saveur stiptique urineuse; il est soluble dans six parties d'eau bouillante, verdit les couleurs bleues végétales, est toujours gras, et salit par des matières terreuses de nature onctueuse.

Ce sel ne paraît éprouver aucun changement à l'air, il s'y effleurit seulement en perdant son eau de cristallisation.

Deux morceaux de ce sel frottés l'un contre l'autre, dans l'obscurité, produisent, à ce qu'on prétend, une lumière aussi brillante que celle d'un éclair.

Exposé à l'action d'une chaleur modérée, il se fond, se liquéfie, sans subir d'altération, acquiert un volume considérable, et se convertit en une masse légère, qu'on appelle *borax calciné;* chauffé au rouge, il forme un verre transparent qui devient opaque à la surface.

Tous les acides, excepté le carbonique, ont la propriété de le décomposer même à froid; plusieurs substances terreuses en font de même, et particulièrement la chaux.

Selon *Kirwan*, le sous-borate de soude

admet dans sa composition 34 parties acide boracique, 17 soude et 49 eau.

Quels sont les usages du sous-phosphate de soude?

Ce sel est employé dans plusieurs arts; il sert en docimasie pour fondre certaines mines peu fusibles; les orfèvres en font usage pour polir l'or et pour souder les métaux; il entre aussi dans la composition des pierres précieuses artificielles. En pharmacie, on s'en sert pour rendre la crême de tartre soluble, etc.

SEPTIÈME GENRE.

DES CARBONATES.

Propriétés génériques de ces Sels.

Qu'entend-on par carbonates?

On appelle carbonates les combinaisons de l'acide carbonique avec les bases alcalines, terreuses et métalliques.

Les carbonates, très répandus dans la nature, sont, pour la plupart, insipides et cristallisables; tous sont décomposables par l'action du feu et laissent dégager du gaz acide carbonique; à l'air, ils n'éprouvent aucun genre d'altération : quelques-uns, cependant, s'y effleurissent; il en est de solubles, d'autres

sont insolubles : mais on les rend dissolubles par un excès d'acide. Les acides les décomposent complètement. Il se manifeste toujours alors une grande effervescence avec dégagement de calorique.

1°. *Carbonate de Potasse.*

Comment prépare-t-on le carbonate de potasse ?

Ce sel, que l'on appelait anciennement *alcali du tartre, sel fixe*, parcequ'on le retirait de l'incinération du tartre du vin, est connu aujourd'hui sous le nom de *carbonate de potasse neutre*, et distingué ainsi des alcalis a demi-saturés que fournit le commerce. Il se prépare de toute pièce, en faisant passer, par le moyen de l'appareil de *Woulf*, dans une solution de potasse purifiée, du gaz acide carbonique dégagé de la craie par l'acide sulfurique étendu, et faisant ensuite cristalliser : on en obtient aussi en agitant une solution de potasse carbonatée dans une atmosphère de gaz acide carbonique, ou mieux encore au-dessus d'une cuve en fermentation; ou bien, suivant le procédé indiqué par M. *Berthollet*, en faisant bouillir, dans une cornue, un mélange de potasse non saturée d'acide et de car-

bonate d'ammoniaque, et laissant ensuite cristalliser après une évaporation lente. Dans cette opération, l'ammoniaque se dégage, pendant que l'acide qui lui était uni se porte sur la potasse.

Quels sont les caractères du carbonate de potasse?

Le carbonate de potasse neutre ou saturé cristallise en prisme à quatre faces, avec des sommets dièdres; sa saveur est alcaline sans être caustique; il est inaltérable à l'air, et dissoluble dans quatre fois son poids d'eau froide.

La barite, la chaux, et la strontiane, décomposent ce sel, ainsi que tous les acides et les sels ammoniacaux.

Ce sel est composé, selon *Pelletier*, de 43 parties acide carbonique, 40 de potasse, et 17 eau. (*Voyez* Potasse.)

2°. *Carbonate de Soude.*

De quelle manière prépare-t-on le carbonate de soude?

Le carbonate de soude, ou *natron*, s'obtient de la combustion de plusieurs plantes marines. Ce sel se trouve tout formé dans quelques pays marécageux, en Egypte, en Hongrie, et en efflorescence sur les murailles de quelques

lieux peu éloignés de la mer. On le prépare dans les laboratoires par un procédé semblable à celui qu'on suit pour l'obtention de la potasse.

Ce sel, qui a une saveur âcre et alcaline, cristallise en lames rhomboïdales, ou en octaèdres; il est efflorescent à l'air, effervescent par les acides, et dissoluble dans quatre parties d'eau froide.

Cent parties de ce sel fournissent à l'analyse, d'après M. *Berthollet*, acide carbonique, 44,40, soude 31,75, eau 23,85.

Ce sel est fréquemment employé dans les arts et en médecine. (*Voyez* Soude.)

3°. *Carbonate d'Ammoniaque.*

Comment prépare-t-on le carbonate d'ammoniaque?

Le carbonate d'ammoniaque, qu'on appelait anciennement *sel volatil d'Angleterre*, *alcali volatil concret*, s'obtient par plusieurs procédés. La distillation des substances animales en fournit toujours, mais qui est coloré par la présence d'une huile animale d'une odeur désagréable. En mettant directement en contact de l'acide carbonique et de l'ammoniaque, il s'en forme aussi de très pur. Dans les laboratoires, on prépare ce sel par le procédé suivant:

On distille, dans une cornue de grès à laquelle on adapte une alonge et un récipient d'une grande capacité, un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque et d'une partie et demie de craie en poudre; après avoir bien luté toutes les jointures, on chauffe par degrés, jusqu'à faire rougir le fond de la cornue, et on continue ainsi jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs blanches.

L'alonge de la cornue dans laquelle le sel se sublime se bouche quelquefois, lorsque surtout on en prépare une grande quantité à la fois; quand cela arrive, il est indispensable de la chauffer en promenant autour un charbon incandescent qui détermine l'écoulement de la matière saline dans le récipient.

Dans cette opération, le carbonate de chaux est décomposé par l'action du feu; son acide se porte sur l'ammoniaque, et l'acide muriatique sur la chaux : le carbonate d'ammoniaque, très volatil, s'élève sous forme de vapeurs qui se condensent en masse blanche cristalline.

Le résidu qu'on trouve au fond de la cornue dans laquelle on a fait l'opération, est du sous-muriate de chaux.

Quels sont les caractères du carbonate d'ammoniaque?

Ce sel est très-volatil et pénétrant, sa saveur est urineuse et ammoniacale ; il fait effervescence avec les acides, attire légèrement l'humidité, verdit les couleurs bleues végétales, se dissout dans trois parties d'eau, et produit du froid en se dissolvant.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique, l'acide boracique à chaud, le décomposent de même que la barite, la strontiane et la potasse à chaud.

Il paraît, d'après des observations très récentes, que la proportion des parties constituantes de ce sel varie en raison de la température qu'on a employée pour sa préparation; et qu'à une basse température, il contient plus d'acide carbonique. Quoi qu'il en soit, il est composé, selon M. *Berthollet,* de 55 parties acide carbonique, 20 ammoniaque et 25 eau.

CHAPITRE VIII.

CINQUIÈME CLASSE.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES MÉTAUX.

Des Métaux en général.

QUEST-CE qu'un métal?

On appelle métal des corps simples inorganiques, formés, par juxta-position, de petites lames brillantes, appliquées les unes aux autres à différens sens.

Dans quel endroit trouve-t-on les métaux ?

On rencontre les métaux dans les trois règnes de la nature ; le plus ordinairement cependant, on les trouve dans l'intérieur de la terre, disposés en couches ou filons, ou bien disséminés en petites parties en différens lieux plus ou moins profonds ; quelquefois aussi ils sont à l'extérieur de la terre à l'état de *minérais*.

Les métaux résident dans le sein de la terre, sous cinq états différens, savoir : 1°. à l'état *natif* ou *pur*, tels sont l'or, l'argent, le platine, le cuivre, etc. ; 2°. à l'état d'*alliages naturels*, ou combinés avec d'autres métaux ;

3°. *unis à l'oxigène* ou *à l'état d'oxide*, ils contiennent alors des proportions très-variables de ce fluide élastique; 4°. *combinés avec différens corps combustibles*, que l'on appelle *minéralisateurs*, tels que le soufre, le phosphore, le carbone, ce qui constitue les *sulfures* ou pyrites, les *phosphures*, et les *carbures* métalliques; 5°. *à l'état de sels métalliques*, c'est-à-dire combinés avec les acides sulfurique, muriatique, carbonique et phosphorique, tels sont le plomb sulfaté, le cuivre muriaté, le fer et le plomb carbonatés, le plomb et le cuivre phosphatés.

Quels sont les procédés que l'on suit pour séparer des métaux les substances étrangères qui leur sont unies?

Les procédés à l'aide desquels on débarrasse un corps minéral des substances étrangères qu'il contient, afin de l'obtenir dans tout son degré de pureté, et de le rendre propre aux nombreux usages de la vie, s'opèrent par une suite de travaux que nous enseignent la *docimasie* et la *métallurgie*, deux sciences profondes qui exigent des connaissances infiniment étendues, et que ne comportent pas les limites étroites de notre ouvrage. Les principales opérations de ces deux arts sont le lotissage, le grillage, le lavage, la fonte, l'affinage,

la liquation, le départ, la coupellation, etc., etc. (*Voyez* les ouvrages d'*Haüy*, de *Werner*, de *Lesage*, etc.)

Quelles sont les propriétés des métaux?

Les propriétés des métaux, quoique très caractéristiques, présentent des modifications qui varient suivant l'espèce. En général cependant, ils sont d'une opacité absolue, ont une odeur, une saveur plus ou moins marquée, une fusibilité, une ténacité, une volatilité, une ductilité, et une couleur qui leur sont particulières, ainsi qu'un éclat métallique et une pesanteur spécifique différant dans chacun d'eux.

Les métaux peuvent se combiner entre eux, et donner naissance à des combinaisons que l'on nomme *alliages ;* seulement, quand le mercure est uni avec les métaux, on donne au composé le nom d'*amalgame*.

Les alliages, bien différens de la plupart des combinaisons chimiques qui donnent souvent des produits neutres, participent ordinairement des caractères des métaux qui entrent dans leur composition ; en sorte que les propriétés sont réciproques ou dépendantes des proportions dans lesquelles chaque espèce se trouve mêlée. On remarque cependant que les alliages sont plus durs, mais plus fusibles et

beaucoup plus oxidables que les métaux simples qui les constituent : plus l'affinité est grande entre ceux-ci, et plus tôt ils s'unissent; d'ailleurs leur formation n'a pas seulement lieu à raison de leur tendance mutuelle à se combiner l'un avec l'autre, elle est modifiée par leurs différens degrés de fusibilité, laquelle exerce une influence si directe, que souvent même elle est suffisante pour empêcher ou pour contrarier leur combinaison.

Les métaux que l'on expose à l'action de la chaleur se dilatent, perdent leur éclat, et se convertissent en oxides, qui affectent des nuances ou couleurs qui dépendent de la nature du métal et du degré de chaleur qu'on a donné; tous cependant ne se comportent pas de la même manière. Quelques-uns, à une chaleur active, s'enflamment et se volatilisent. En opérant dans des vases ouverts, l'effet devient sensible à la vue, et l'on peut même en recueillir une partie : c'est ainsi, par exemple, que du mercure qu'on fait chauffer dans un vase, diminue d'une manière très remarquable, et se combine à une pièce d'or qu'on lui présente à une assez grande distance. Les métaux que l'action du calorique a porté à l'état de fusion, et qu'on laisse refroidir paisiblement et sans être agités, affectent un arrangement

symétrique, et cristallisent régulièrement, ordinairement en octaèdre ou en cube.

L'air, sur-tout celui qui est humide, attaque spontanément la surface des métaux, détruit leur brillant en les oxidant. On peut se convaincre de ce fait en examinant le plomb ou le cuivre, qui ont éprouvé, pendant un certain laps de temps, le contact de l'air; quelques-uns, cependant, qui n'ont pas le même degré d'affinité pour l'oxigène, demandent avec l'action de l'air le secours de la chaleur, et même d'un feu très-considérable; il est aussi des métaux qui ne peuvent être oxidés par l'action réunie de l'air et de la chaleur, etc. (*Voyez* ce que nous avons dit de l'oxidation des métaux, à la page 111).

L'eau commune, sur-tout à une température élevée, oxide singulièrement bien les métaux, parce qu'elle se décompose; dans ce cas, son oxigène se combine avec eux; et l'hydrogène se dissipe; c'est en conséquence de ce phénomène, que la nature nous offre très-souvent les métaux dans l'intérieur de la terre, à l'état d'oxides diversement colorés; tous les métaux, cependant, ne jouissent pas de la faculté de décomposer l'eau avec un égal succès; quelques-uns, tels que le fer et le zinc, produisent cette décomposition, simplement

à froid; d'autres, comme l'étain et l'antimoine, ne l'opèrent que lorsqu'ils sont rouges de feu; il en est qui, à l'état d'isolement, n'ont point cette propriété, et qui ne l'acquièrent que par l'intermède d'un acide : tels sont le plomb, le cuivre, etc., etc. Plusieurs, enfin, d'une inertie absolue, quant à ce liquide, ne peuvent le décomposer dans aucune circonstance, pas même dans l'acte des combinaisons chimiques, soit à chaud, soit à froid : le mercure et l'or sont de ce nombre.

Les combinaisons des oxides métalliques avec de l'eau, que M. *Proust* à signalées le premier, ont été appelées par ce célèbre chimiste *hydrates*.

Les acides en général, en favorisant la décomposition de l'eau qu'ils contiennent, oxident les métaux. La portion de métal oxidée se dissout ensuite dans la partie d'acide non décomposé; mais cette oxidation du métal s'opère d'après plusieurs circonstances qu'il importe de mentionner. Quelquefois l'acide est décomposé, et cède une partie de son oxigène au métal; dans ce cas, une portion des principes constituans de l'acide, et souvent même l'acide privé d'une partie de son oxigène, se dégage à l'état de gaz; c'est ainsi qu'il se produit du gaz sulfureux, en traitant

à chaud de l'acide sulfurique avec du mercure; dans d'autres circonstances, l'acide et l'eau sont décomposés à la fois par le métal : ce qui explique comment la dissolution de l'étain, dans l'acide nitrique, laisse dégager, sous forme de gaz, de l'ammoniaque, dont la formation est due à la rencontre de l'hydrogène provenant de l'eau, et de l'azote résultant de l'acide. Il arrive enfin, et ce cas est le plus fréquent, que l'eau que contient les acides que l'on met en contact avec les métaux, est décomposée; dans cette circonstance, il y a fixation d'oxigène, et dégagement d'hydrogène.

Qu'entend-on par les dénominations de métal ductile et de métal acidifiable?

On entend, par métal ductile, la propriété qu'ont certains métaux de céder aux impressions du marteau, de s'étendre et de se convertir en lames. Cette propriété se divise en ductilité à la filière ou ténacité, et en ductilité sous le marteau, ou malléabilité.

Les anciens chimistes, aussi peu instruits que nous le sommes sur les causes de la ductilité des métaux, appelaient *métaux entiers* ou parfaits, ceux qui jouissent d'une grande ductilité, et *demi-métaux*, ou imparfaits, ceux qui ne peuvent s'étendre. Ces expressions,

erronées et très-inexactes, sont aujourd'hui sévèrement proscrites.

On appelle métaux acidifiables, ceux qui ne sont ni ductiles, ni malléables, mais qui, aigres et cassans, peuvent, par une accumulation d'oxigène, passer à l'état d'acide.

D'après les diverses propriétés des substances métalliques, les chimistes modernes les partagent en cinq classes fondées sur leurs propriétés physiques et chimiques et sur l'ordre de leur degré d'affinité pour l'oxigène. Dans la première section, sont rangés les métaux fragiles et acidifiables : *arsenic*, *tungstène*, *molybdène*, *chrôme* et *columbium*. Dans la deuxième section, les métaux fragiles et simplement oxidables : *titane*, *urane*, *cobalt*, *manganèse*, *bismuth*, *antimoine*, *nickel* et *tellure*. Dans la troisième section, les métaux demi-ductiles et oxidables : *mercure* et *zinc*. Dans la quatrième section, les métaux très ductiles et facilement oxidables : *étain*, *plomb*, *fer* et *cuivre*. Enfin, la cinquième et dernière section, renferme les métaux qui sont ductiles, mais très difficilement oxidables : *argent*, *or* et *platine*.

Les autres métaux récemment découverts, et dont les propriétés sont très imparfaitement connues, sont : le *palladium*, le *rhodium*,

l'*osmium*, le *cérium*, l'*irridium*, et le *tantalum* (1).

Tous les métaux compris dans cette classification ne sont pas usités en médecine ou dans les arts. Fidèles à notre principe, nous ne nous occuperons ci-après que de ceux qu'on a occasion d'employer en pharmacie, et qui fournissent des produits utiles ou consacrés par l'usage.

---

(1) Les chimistes anglais ont rangé les substances métalliques dans un ordre différent de celui autrefois établi par le célèbre auteur français qui les a classées le premier, et il les divise, d'après *Thomson*, en quatre classes, qu'un grand nombre de chimistes ont admises, les considérant comme fondées sur des caractères plus rigoureusement vrais. *La première classe* renferme les *métaux malléables*, savoir : or, platine, argent, mercure, palladium, rhodium, tridium, osmium, cuivre, fer, nickel, étain, plomb et zinc; *la seconde classe* comprend *les métaux cassans et bien fusibles :* bismuth, antimoine, tellure, et arsenic; *la troisième classe* admet *les métaux cassans et difficilement fusibles :* cobalt, chrôme, molybdène, urane, et tungstène; *la quatrième et dernière classe* contient *les métaux réfractaires*, c'est-à-dire ceux qu'on n'a pas encore obtenus à l'état métallique proprement dit, et qui retiennent toujours une certaine quantité d'oxigène, dont on n'a pu les priver. Il y en a trois : le titane, le colombium, et le cérium.

PREMIÈRE SECTION.

MÉTAUX FRAGILES ACIDIFIABLES.

1°. *De l'Arsenic et de l'Acide arsénieux (arsenic blanc).*

Qu'est-ce que l'arsenic ?

L'arsenic est un métal de couleur gris d'acier, fragile, pesant, volatil, répandant une odeur alliacée quand on le chauffe.

L'arsenic métal se trouve dans plusieurs pays sous différentes formes. A l'état natif, il est alors en masse noire, et présente dans sa cassure une infinité de petites écailles brillantes, composées par couches concentriques : on le nomme *arsenic testacé;* allié avec le soufre, à l'état de sulfure rouge ou jaune.

Le sulfure rouge, connu autrefois sous les noms de *réalgar*, de *soufre rouge*, est natif ou formé par l'art; il se trouve dans les Indes, à la bouche des volcans, et dans plusieurs mines; il est composé de trois parties d'arsenic contre une de soufre.

Le sulfure jaune, ou *orpiment,* existe aussi naturellement, ou se compose artificiellement. Il nous est envoyé du Levant et de la Hongrie, en masse lamelleuse d'un beau jaune

doré : il est composé de quatre parties d'arsenic et de trois de soufre.

Enfin l'arsenic est encore naturellement uni avec l'étain, le fer, le cuivre, l'argent, et le cobalt; et c'est en traitant au feu ces différens métaux qu'on obtient l'arsenic du commerce, appelé par les chimistes acide arsénieux.

De l'Acide arsénieux.

Comment obtient-on l'acide arsénieux?

L'acide arsénieux s'obtient en grand dans le grillage de plusieurs mines, et particulièrement en calcinant celles de cobalt dans de longues cheminées tortueuses, sur les parois desquelles les vapeurs arsenicales s'attachent par couches plus ou moins épaisses.

Quels sont les caractères de l'acide arsénieux ?

L'arsenic est en masse blanche demi-transparente; sa saveur est âcre, caustique, et très vénéneuse; il est volatil, rougit faiblement les couleurs bleues végétales, excepté le sirop de violette qu'il verdit; est dissoluble dans quatre-vingts parties d'eau froide, dans douze parties d'eau bouillante, et dans l'alcohol.

Jeté sur les charbons ardens, il se réduit en vapeurs blanches, et exhale une odeur sem-

blable à celle de l'ail; caractère distinctif qui fournit le moyen de reconnaître sa présence dans une substance quelconque.

Fourcroy, ayant remarqué que l'arsenic jouissait de plusieurs propriétés essentiellement propres aux corps acidifiés, a proposé de classer cet oxide au rang des acides dont la terminaison est en *eux*, et il l'a conséquemment nommé *acide arsénieux*, dénomination qui motive bien la différence de cette substance d'avec les autres oxides métalliques, c'est-à-dire sa solubilité dans l'eau, sa volatilité, et sur-tout la faculté qui le distingue de s'unir avec les alcalis, pour former des sels que l'on appelle *arsénites*.

Tous les acides ont une action plus ou moins marquée sur l'arsenic : l'acide sulfurique chaud en dissout une partie, qu'il laisse précipiter en refroidissant; les acides nitrique et oximuriatique l'attaquent avec beaucoup plus d'énergie, et le convertissent en *acide arsénique*.

Il décompose les nitrates et le muriate suroxigéné de potasse, attire l'oxigène de leur acide et forme avec leurs bases des *arséniates*.

L'acide arsénieux distillé avec son poids d'acétate de potasse, fournit un produit particulier, qui a reçu le nom de *liqueur fumante*,

et qui, très inflammable, jouit de la propriété de brûler spontanément à l'air, avec une flamme rose d'une odeur extrêmement désagréable.

Selon M. *Chenevix*, il est composé de 0,75 parties d'arsenic métal, et de 0,25 d'oxigène.

Les hydro-sulfures paraissent altérer considérablement l'acide arsénieux. Le docteur *Regnault* a prouvé tout récemment que le gaz hydrogène sulfuré avait la propriété de le décomposer complètement, et que son administration à grande dose convenait singulièrement dans le cas d'empoisonnement par cet acide. Plusieurs expériences délicates que ce chimiste a faites, lui ont aussi fait reconnaître que le sulfure de potasse, administré d'après la méthode ordinaire, n'était pas, comme on l'avait prétendu, le contre-poison de l'arsenic (1). Un savant distingué, M. *Proust*, vient de faire voir qu'il ne pouvait pas se former des hydro-sulfures d'arsenic; ce qui établit très positivement l'insuffisance des moyens proposés jusqu'à ce jour pour ar-

---

(1) *Voyez* l'ouvrage de M. *Regnault*, intitulé *Nouvelles Expériences sur les Contre-Poisons de l'Arsenic*. A Paris, chez Croullebois, rue des Mathurins.

rêter les funestes effets de cette terrible substance.

DEUXIÈME SECTION.

MÉTAUX FRAGILES ET SIMPLEMENT OXIDABLES.

1°. *Du Manganèse.*

Qu'est-ce que le manganèse?

C'est une substance métallique d'un gris blanc, granuleuse, très dure, très réfractaire, qu'on ne rencontre jamais à l'état de métal dans la nature, mais toujours sous la forme d'oxide de différentes couleurs, à raison de la plus ou moins grande quantité d'oxigène qu'il contient.

Quels sont les caractères de l'oxide noir de manganèse?

L'oxide noir de manganèse récemment tiré de la terre, présente dans sa cassure de petits cristaux brillans. Par son exposition à l'air, il se nuance successivement en rouge, en brun ou noir, suivant les divers degrés d'oxidation; devient friable, pulvérulent, doux au toucher, et salit les doigts.

L'oxide de manganèse se combine avec les alcalis à l'aide de la chaleur. Si l'on fait fondre dans un creuset un mélange de dix parties de potasse ou de soude, et d'une partie de cet

oxide, on obtient un produit d'une belle couleur verte, qui a reçu le nom de *caméléon minéral*, parceque, exposé à l'air, il devient subitement brun, rose avec un acide, ou encore bleu lorsqu'on augmente la proportion du manganèse.

En faisant dissoudre dans l'eau la substance obtenue par le traitement de l'oxide de manganèse et d'un alcali, on obtient encore des effets analogues aux précédens, c'est-à-dire que la solution froide a une couleur rouge-brun, qui passe au vert éclatant, quand on l'a fait chauffer légèrement. On peut ainsi produire une infinité de nuances, en variant les degrés de température du liquide, etc.

L'oxide de manganèse, chauffé dans un appareil pneumato-chimique, fournit du gaz oxigène très pur. La masse grise qui reste dans la cornue, absorbe de nouveau de l'oxigène par son exposition à l'air, et repasse à l'état d'oxide noir.

Le mélange d'oxide de manganèse avec de l'huile de lin cuite, amené à une consistance solide par le desséchement, donne un produit qui répand en brûlant une odeur très agréable.

Quels sont les usages de l'oxide de manganèse ?

L'oxide de manganèse est fréquemment employé ; dans les arts on s'en sert particulièrement pour décolorer les verres communs, ce qui fait qu'on l'a nommé le *savon des verriers* : par rapport à la propriété qu'a cet oxide de contenir une grande quantité d'oxigène, et de le céder avec facilité, on l'emploie avec beaucoup d'avantages, pour oxigéner l'acide muriatique simple : il fait aussi la base d'un nouveau médicament qu'on appelle *pommade manganésée*, laquelle se prépare en mêlant ensemble seize parties d'axonges de porc purifiées, et quatre parties d'oxide noir de manganèse.

Cette pommade est très oxigénée ; elle s'emploie avec succès, pour la guérison de la gale, et de toutes les maladies cutanées.

2°. *Du Bismuth.*

Qu'est-ce que le bismuth ?

Le bismuth est un métal dont les mines se trouvent particulièrement en Suède et en Bohême, et dont on distingue trois variétés principales : 1°. le bismuth natif ; 2°. le sulfure de bismuth ; 3°. l'oxide de bismuth natif.

Quels sont les caractères du bismuth ?

A l'état de pureté, le bismuth est d'un blanc argenté, à reflet, couleur gorge de pigeon ; il

est lamelleux, fragile, tendre, inodore, sans saveur, très fusible en petits fragmens, fond à la simple flamme d'une bougie, et cristallise par le refroidissement en cube ou en octaèdre.

Exposé à l'action d'une chaleur modérée, au contact de l'air, le bismuth perd son éclat métallique, se liquéfie et passe à l'état d'oxide d'un gris verdâtre ; à un feu violent, il brûle avec une petite flamme bleuâtre, se volatilise en vapeurs blanches qui se condensent sur les corps froids qu'on lui présente, et forme un oxide au *maximum*, jaunâtre très fixe, connu dans l'ancienne chimie, sous le nom de *fleurs de bismuth*.

Le contact de l'air, long-temps prolongé, ternit l'éclat du bismuth ; l'eau ne paraît avoir aucune action sur lui.

Les acides agissent avec plus ou moins d'énergie sur le bismuth ; l'acide sulfurique concentré et aidé du calorique, en dissout une partie, et forme un sulfate de bismuth très peu soluble ; il y a pendant l'opération dégagement de gaz sulfureux. L'acide nitrique l'attaque fortement ; dans ce cas, le mélange s'échauffe considérablement, et l'acide se décompose presque en entier : si l'on verse de l'eau dans la dissolution nitrique de bismuth, il se précipite un oxide blanc qu'on a appelé *ma-*

gistère de bismuth ; ce précipité doit être lavé à plusieurs reprises avec de l'eau très pure, afin d'enlever tout l'acide qu'il pourrait avoir retenu, et lui donner une belle blancheur : on le fait ensuite sécher à l'ombre, et on a le magistère qu'on appelle aussi *blanc de fard*, et *blanc perlé*.

L'oxide blanc de bismuth bien préparé doit être parfaitement blanc, très léger, et fort peu volumineux. Un habile chimiste a fait connaître, il y a quelque temps, un mode de préparation à l'aide duquel on remplit toutes ces indications ; il consiste à verser le nitrate de bismuth, goutte à goutte, dans l'eau fortement agitée, au lieu de verser l'eau dans la dissolution, comme on le fait ordinairement. Cette observation paraîtrait d'une grande puérilité, si l'on ne savait d'ailleurs que les plus petites circonstances modifient quelquefois les résultats d'une expérience.

Le blanc de fard figure avec distinction dans la toilette des femmes qui l'emploient pour blanchir la peau, mais il s'altère sensiblement à l'air, noircit par les émanations des matières fétides ou odorantes, par celles de l'ail, par le gaz hydrogène sulfuré, et même par la transpiration, ce qui fait que beaucoup de dames en ont suspendu l'usage.

3°. *De l'antimoine et du sulfure d'antimoine.*

Qu'est-ce que l'antimoine ?

L'antimoine est un métal d'un blanc bleuâtre, dont on distingue quatre mines principales, indépendamment de quelques variétés.

1°. *L'antimoine natif;* on le trouve en Suède, au Hartz, et dans différens autres lieux.

2°. *Antimoine sulfuré*, c'est-à-dire minéralisé par le soufre ; on le rencontre abondamment dans la nature, il est sous forme de prismes terminés par une pyramide à quatre faces. Cette mine fournit la presque totalité de l'antimoine crud du commerce.

3°. *Antimoine hydro-sulfuré ;* il est granuleux, d'un rouge foncé, caractère qui le fait considérer, par plusieurs savans, comme une espèce de kermès natif.

4°. *Antimoine oxidé*, ou *muriaté ;* on le nomme mine blanche, à cause de sa couleur, il se trouve en Bohême, en Saxe, dans le département de l'Isère, et en beaucoup d'autres lieux.

L'antimoine existe très rarement à l'état de pureté, et les mines qui l'accompagnent ordinairement s'y trouvent en petite quantité, si

l'on en excepte cependant le soufre, avec lequel, comme nous l'avons déjà dit, il forme des mines ou filons très étendus, et d'où on exploite l'antimoine métallique pur, que l'on appelait autrefois *régule d'antimoine*. A cet effet, on torréfie à une très douce chaleur, et sur le grillage d'un fourneau de réverbère, le sulfure d'antimoine préalablement concassé ; le soufre se volatilise en partie ; on fond ensuite dans un creuset l'oxide gris obtenu, avec moitié de son poids de tartre brut.

Dans cette opération, le tartre est décomposé par l'action de la chaleur ; son carbone, une de ses parties constituantes, opère la réduction de l'antimoine, et la potasse s'empare de la quantité de soufre que l'oxide avait retenue, favorise ainsi la fusion du métal, et empêche même sa volatilisation, en formant une croûte à la surface, pendant que l'antimoine se rassemble au fond du creuset pour former un culot métallique.

Quels sont les caractères de l'antimoine métal ?

L'antimoine, qui se distingue par une couleur argentine bleuâtre, est fragile, lamelleux, et susceptible d'un beau poli ; il est dur, inaltérable à l'air, et présente à la surface de ses culots orbiculaires, une sorte de feuillage dis-

posé en étoile, qui lui donne une apparence de cristallisation.

Ce métal, frotté entre les doigts, leur communique une odeur et une saveur particulière très remarquable.

Chauffé fortement dans des vaisseaux clos, l'antimoine se sublime sans éprouver aucune altération; mais si on lui fait subir l'action du feu avec l'accès de l'air, il perd son éclat métallique et s'oxide à la surface; à une chaleur violente, il rougit avant de se liquéfier, s'enflamme ensuite en répandant des vapeurs blanches qui se condensent par le refroidissement en aiguilles déliées transparentes, qu'on appelait autrefois *fleurs argentines d'antimoine*, et qui ne sont autre chose qu'un oxide blanc d'antimoine contenant 0,23 d'oxigène.

La plupart des acides attaquent l'antimoine, mais avec plus ou moins d'énergie : tous, dans ce cas, éprouvent une décomposition assez complète : l'acide sulfurique, concentré et bouillant, en oxide une partie; il se dégage, pendant l'opération, beaucoup de gaz sulfureux; la dissolution est brunâtre, et laisse déposer une masse blanche très peu soluble, qui est du sulfate d'antimoine.

L'acide nitrique attaque ce métal, même à froid; l'effet est, dans quelques circonstances,

si rapide, que quelquefois il s'enflamme; il se produit le plus souvent, cependant, un grand dégagement de gaz nitreux, et l'antimoine passe à l'état d'oxide blanc au *maximum*, contenant 0,30 d'oxigène. Cet oxide précipité de sa dissolution nitrique, constitue cette substance que les anciens appelaient *le bézoard minéral.*

Dans cette opération, les élémens de l'acide et de l'eau qui a été décomposée, se combinent dans un ordre différent, ce qui donne naissance à une certaine quantité d'ammoniaque qui se dégage.

L'acide muriatique n'a pas, à beaucoup près, une action aussi marquée sur l'antimoine; à l'aide du calorique, et par une longue digestion, il en dissout cependant une assez grande quantité, mais qu'il laisse ensuite précipiter en partie sous forme d'oxide au *maximum.* L'acide oxi-muriatique brûle rapidement ce métal avec une très vive déflagration.

L'action de l'acide muriatique sur l'antimoine, fournit un médicament assez usité en pharmacie, qu'on appelle muriate d'antimoine sublimé.

Du Muriate d'antimoine sublimé (Oxi-Muriate d'antimoine.)

Comment prépare-t-on l'oxi-muriate d'antimoine.

On obtient ce sel par le procédé suivant : on introduit dans une grande cornue de verre, à large ouverture, un mélange d'une partie d'antimoine métal, et de deux parties d'oxi-muriate de mercure ; on pose la cornue sur un bain de sable; on ajuste à son bec un ballon qui doit avoir moins de capacité que la cornue, et on procède ensuite à la distillation à un feu très-doux ; il passe bientôt une liqueur claire, un peu onctueuse, qui se fige dans le récipient, et souvent même dans le col de la cornue, en une masse blanche cristalline ; dans ce cas, on la liquéfie en présentant un charbon ardent qui la fait couler dans le ballon ; on continue le feu jusqu'à ce qu'il ne passe plus rien, et l'on retire, après que l'appareil est refroidi, le muriate d'antimoine sublimé, qu'on appelait autrefois *beurre d'antimoine* à cause de sa consistance butireuse.

Dans cette opération, l'oxigène se sépare de l'oxide de mercure et s'unit à l'antimoine, lequel, étant oxidé au *minimum*, se combine

à son tour avec l'acide muriatique, avec lequel il forme du muriate d'antimoine.

Le résidu que contient la cornue est composé de mercure et d'une poudre grise d'antimoine, qui occupe la surface de ce métal; mais lorsque, comme cela se pratique ordinairement dans les pharmacies, on opère la décomposition de l'oxi-muriate de mercure avec le sulfure d'antimoine, on obtient pour résidu une substance particulière que l'on appelait, dans l'ancienne chimie, *cinabre d'antimoine*.

Quels sont les caractères du muriate d'antimoine?

Le muriate d'antimoine sublimé est blanc, solide, transparent, altérable à la lumière; il attire puissamment l'humidité de l'air, et se résout en un fluide oléagineux très caustique; il brûle les substances végétales, se fond à une chaleur douce, se fige par le refroidissement, et perd en peu de temps la blancheur qui lui est propre.

L'oxi-muriate d'antimoine se dissout dans l'eau; mais il est, dans ce cas, en partie décomposé. Si on jette une certaine quantité de ce sel dans de l'eau distillée, il se forme de suite un précipité très abondant, lequel, lavé à plusieurs reprises dans de l'eau bouillante et

ensuite mis à sécher, forme un oxide d'antimoine qui est connu sous le nom de *poudre d'Algaroth*, que l'on a aussi appelé mercure de vie, mais très improprement, puisqu'il ne contient pas un atome de mercure; cet oxide, au *minimum*, doit être considéré comme un très-violent émétique.

L'antimoine régule est peu altérable à l'air, cependant son éclat s'y ternit; il paraît ne contracter aucune union avec les matières terreuses; mais il peut se combiner avec l'arsenic, le bismuth, le soufre, et avec une infinité d'autres substances : d'où résultent plusieurs composés ou alliages très usités dans les arts.

Porté à l'état d'oxide, il s'unit avec la potasse seulement, à la manière des acides, et cette combinaison donne naissance à une espèce de sel presqu'insoluble, qu'on a proposé de nommer *antimonite*.

Seize parties de plomb et une partie d'antimoine forment un alliage qui a beaucoup de ressemblance avec le plomb, quoique infiniment plus dur, et que l'on emploie pour les caractères d'imprimerie. L'alliage de deux parties d'étain contre une d'antimoine, servait autrefois à confectionner des espèces de gobelets émétiques, dans lesquels on laissait séjourner une quantité arbitraire de vin, qui

devenait plus ou moins émétique; dix-huit parties d'antimoine et cent parties d'étain, donnent, par la fusion, un métal dur, d'un blanc argentin, et susceptible d'un beau poli, que l'on appelle *métal du prince Rubert.* L'union de l'antimoine métal avec le soufre, fournit un sulfure d'antimoine artificiel très important, en ce qu'il sert à la préparation d'un grand nombre de produits pharmaceutiques fort usités.

Sulfure d'Antimoine artificiel.

De quelle manière procède-t-on pour la préparation du sulfure d'antimoine artificiel?

Le sulfure d'antimoine, que l'on nommait anciennement *antimoine crud*, est, comme nous l'avons déjà dit, abondamment répandu dans la nature, et se trouve en grande masse, d'où on l'exploite pour le commerce; on le prépare artificiellement de la manière suivante: on fait un mélange de parties égales de soufre et d'antimoine métal, mis en poudre, chacun séparément; on introduit ce mélange dans un creuset que l'on couvre exactement; on donne un coup de feu de manière à faire rougir obscurément le creuset. La matière fondue, on la retire du feu, on la casse après son entier refroidissement, et on trouve une

masse brillante, composée d'un grand nombre de petites aiguilles de couleur gris bleuâtre.

Le sulfure d'antimoine, traité au feu, laisse dégager, comme il a été dit plus haut, une portion de son soufre et prend l'état d'oxide gris, et celui d'oxide gris-blanc, lorsqu'on pousse plus loin l'action du calorique; à une chaleur active il entre en fusion, et se convertit en une matière vitreuse, demi-transparente, que l'on nomme *verre d'antimoine* et *oxide d'antimoine sulfuré vitreux*, selon les chimistes modernes.

Comment prépare-t-on l'oxide d'antimoine sulfuré vitreux?

Lorsqu'on veut préparer cet oxide, on prend de l'oxide sulfuré, obtenu comme il a été indiqué; on le met dans un creuset, et on le fait chauffer au rouge, jusqu'à ce qu'il soit en parfaite fusion, ce dont on s'assure en plongeant une lame de fer dans le creuset, de manière que la matière, bien transparente, présente à l'examen les caractères du verre ordinaire fondu. Lorsqu'elle est dans cet état, on la coule sur une plaque de métal, et on obtient un composé vitriforme de couleur brun-sombre, qu'on appelait autrefois *verre d'antimoine*, et que l'on emploie dans la préparation de l'émétique.

M. *Vauquelin* a remarqué que tous les verres d'antimoine contenaient de la silice dans la proportion d'un douzième sur cent; cette matière terreuse paraît provenir des creusets dans lesquels on opère la fusion de l'oxide d'antimoine.

On obtient encore par la déflagration du sulfure d'antimoine avec du nitre, un composé particulier, qui a beaucoup de ressemblance avec le précédent, et qui n'en diffère qu'en ce qu'il admet une plus forte proportion de soufre; on l'appelle oxide sulfuré d'antimoine demi-vitreux.

Comment prépare-t-on l'oxide sulfuré d'antimoine demi-vitreux?

Cet oxide se prépare de la manière suivante: on fait un mélange de parties égales de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse pulvérisé; d'autre part, on fait rougir un creuset, et on projette dedans une cuillerée du mélange: il se manifeste de suite une détonation violente; lorsqu'elle est passée, on ajoute une autre cuillerée de la matière, et on continue ainsi jusqu'à ce qu'elle soit toute introduite dans le creuset. Après cette opération, on chauffe la masse de manière à la faire entrer en fusion parfaite; on ôte ensuite le creuset du feu; on le laisse refroidir, et l'on sépare les

scories qui occupent la partie supérieure d'avec l'antimoine, que l'on trouve à l'état de verre brun, qui est ce que l'on appelait autrefois *foie d'antimoine*, à cause de sa couleur rouge, semblable à celle du foie des animaux, et à qui les chimistes nomenclateurs ont donné le nom d'*oxide d'antimoine sulfuré demi-vitreux*.

Cet oxide, réduit en poudre, et bien lavé dans l'eau pure, fournit le *safran des métaux*, *crocus metallorum*, qui n'est autre chose que de l'oxide vitreux pulvérisé, et séparé des matières salines dissolubles.

Les acides en général dissolvent beaucoup mieux le sulfure que l'antimoine métallique. L'action de l'acide sulfurique, quoique assez faible, produit une effervescence très considérable, avec dégagement de gaz acide sulfureux : il reste dans le fond du vase de l'oxide d'antimoine, mêlé d'un peu de soufre. L'acide nitrique, aidé du calorique, le dissout avec la plus grande énergie; il se produit du gaz nitreux, et le métal passe à l'état d'oxide blanc, qui se précipite avec du soufre; l'acide muriatique en opère la dissolution à chaud et à froid, et en sépare le soufre. Enfin l'acide nitro-muriatique est celui qui exerce la plus vive action sur le sulfure d'antimoine; il le

dissout rapidement, et en sépare le soufre, qui surnage sous forme de pellicule.

Le sulfure d'antimoine, comme nous avons déjà eu occasion de le faire remarquer, exerce une action chimique très puissante sur la plupart des substances salines. Son traitement avec le nitrate de potasse fournit une combinaison appelée par les modernes *oxide d'antimoine blanc par le nitre.*

De quelle manière obtient-on l'oxide d'antimoine blanc par le nitre?

Cet oxide se prépare de la manière suivante: on prend une partie de sulfure d'antimoine et trois parties de nitre très pur. On reduit en poudre fine chacune de ces substances; on en fait le mélange, qu'on projette par cuillerée dans un creuset qu'on a eu soin de faire rougir; il se produit chaque fois une vive détonation. La totalité de la matière introduite dans le creuset, on la porte à l'état de fusion complète, par un coup de feu, on la coule ensuite dans un mortier de fer, on la laisse refroidir, on la pulvérise, et on l'enferme dans des vases que l'on bouche bien, parcequ'elle attire fortement l'humidité de l'air. Le produit de l'opération est cette substance que l'on connaît dans les pharmacies sous le nom d'*antimoine diapho-*

rétique non lavé, et que l'on a aussi appelé *fondant de Rotrou.*

Cette substance, dissoute dans l'eau bouillante, abandonne les matières salines qu'elle contient, tandis que l'oxide d'antimoine se précipite sous la forme d'une poudre blanche, et forme ce qu'on appelle l'*antimoine diaphorétique lavé.*

L'eau du lavage contient de la potasse pure et un peu d'oxide d'antimoine, en partie acidifié. Si on verse un acide dans cette liqueur, il se dépose un oxide blanc d'antimoine très oxigéné que l'on a nommé *magistère d'antimoine*, *matière perlée de Kerkringius.*

L'antimoine diaphorétique contient 0,32 d'oxigène; on le prescrit ordinairement pour exciter à la transpiration; mais son action très légère nécessite de l'employer à forte dose; on lit dans tous les livres de chimie, qu'un chimiste, voulant activer les propriétés de cet oxide, imagina de le modifier en le sublimant sept fois de suite avec du nitre, ayant soin de lessiver le résidu à chaque opération, pour séparer les sels; il obtint, de cette manière, une substance qu'il appela d'après son nom, *poudre de la Chevalleray.*

L'action de la potasse sur le sulfure d'antimoine, donne pour résultat un produit qui

a joui pendant long-temps d'une grande renommée, et qui rend encore des services très importans à l'art de guérir, on l'appelle *kermès minéral*, *oxide d'antimoine hydro-sulfuré*, selon la nouvelle nomenclature.

En quoi consiste la préparation du kermès minéral ?

Ce précieux composé que le frère *Simon*, apothicaire, chartreux, préconisa le premier, sous le nom de *poudre des chartreux*, et dont le mode de préparation fut indiqué ensuite par un chirurgien nommé *Laligérie*, qui en vendit le secret à *Philippe d'Orléans*, régent, se prépare par la voie sèche et par la voie humide, d'après des procédés très variés, mais toujours en combinant la potasse avec le sulfure d'antimoine. M. *Chaptal* l'obtient par une méthode fort simple et peu dispendieuse.

Ce chimiste recommande de prendre douze parties d'alcali pur en liqueur, et deux parties de sulfure d'antimoine pulvérisé, de faire bouillir pendant une demi-heure, de filtrer à travers une toile, et par le simple refroidissement on obtient du kermès.

On fait encore bouillir le sulfure d'antimoine restant, avec une nouvelle quantité d'alcalis, et on réitère cette opération, jusqu'à ce que l'antimoine soit tout-à-fait épuisé de soufre; on

lave le kermès précipité dans de l'eau froide non aérée, et on le fait sécher à l'ombre avec toute l'attention possible.

Le kermès, obtenu selon les différens procédés indiqués par les chimistes qui se sont occupés de sa préparation, n'est jamais, ou très rarement, de même nature, quoique chaque fois on ait employé pour le former des proportions également déterminées, de substances et d'eau ; et on s'est assuré que ses propriétés physiques et chimiques variaient en raison du degré de pureté, plus ou moins parfait des alcalis, de la durée de l'ébullition, et conséquemment du terme de concentration des lessives, de la nature de l'eau, de l'accès de l'air ou de sa privation, et d'une infinité d'autres circonstances particulières ; dans l'intention de régulariser cette opération très importante, M. *Cluzel le jeune* a fait connaître dans un mémoire couronné par la société des pharmaciens de Paris, un procédé qui a reçu la sanction des chimistes les plus distingués, et à l'aide duquel on obtient du kermès d'un très beau velouté et toujours homogène.

A cet effet, on prend une partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, vingt-deux et demie parties de sous-carbonate de soude, et deux cent cinquante parties d'eau de rivière. On fait

bouillir pendant trois-quarts d'heure environ dans une chaudière de fer ; on filtre la liqueur encore chaude dans des terrines échauffées par l'eau bouillante, observant de les couvrir. On laisse reposer pendant vingt-quatre heures, on décante, on lave le dépôt avec de l'eau bouillie et refroidie à l'abri du contact de l'air ; on sèche dans une étuve échauffée à vingt-cinq degrés de Réaumur, et on conserve dans des vases bien bouchés.

Quels sont les phénomènes qui se manisfestent dans la préparation du kermès ?

Les expériences de M. *Thénard*, qui avaient fait dépendre la coloration du kermès à la présence d'un oxide d'antimoine maron, ayant été controversées par les travaux postérieurs de M. *Cluzel*, on admet assez généralement aujourd'hui l'opinion de ce dernier, qui assigne la cause de la nuance brillante et veloutée du beau kermès, à la combinaison du gaz hydrogène sulfuré avec de l'oxide blanc d'antimoine : c'est ainsi qu'on obtient à volonté du kermès plus ou moins coloré, et depuis le brun le plus foncé, jusqu'au blanc parfait, suivant que les proportions de l'hydrogène sont peu ou très considérables. L'exposé des phénomènes qui accompagnent ce produit, par l'auteur du Manuel d'un Cours de chimie, nous a paru

d'une facile conception et d'une extrême précision.

« Dans cette opération, dit M. *Bouillon-*
» *Lagrange*, l'alcali en contact avec le sulfure
» d'antimoine, s'empare de la plus grande par-
» tie du soufre; le sulfure alcalin qui en résulte,
» opère la décomposition de l'eau ; l'oxigène
» de l'eau se porte sur l'antimoine, et le trans-
» forme en oxide d'antimoine : son hydrogène
» s'unit au sulfure, et donne naissance à l'hy-
» drogène sulfuré qui se partage en deux par-
» ties ; l'une qui se joint à l'oxide d'antimoine
» sulfuré, d'où résulte le kermès ; et l'autre se
» réunit à la base alcaline, et dissout le kermès
» qui se précipite.

» La masse totale de ce composé se partage
» donc en deux portions différentes : l'une plus
» antimoniée et moins sulfurée, qui ne peut être
» tenue en dissolution à froid ; l'autre moins
» antimoniée et plus sulfurée, qui reste en dis-
» solution, qui ne se sépare que par l'addition
» des acides, et que l'on connaît sous le nom
» de *soufre doré*. »

Quel acide emploie-t-on pour précipiter le soufre doré d'antimoine?

Tous les acides, soit minéraux, soit végétaux, peuvent, à la rigueur, servir à cet effet ; mais on emploie de préférence l'acide acétique ;

alors cet acide s'unissant à l'alcali qui tenait en dissolution l'oxide d'antimoine sulfuré, celui-ci se dépose sous la forme d'une poudre plus ou moins colorée, suivant la quantité d'acide qu'on emploie pour le séparer ; ce qui fait qu'ou distingue quatre espèces de soufres dorés. Le premier précipité est plus rouge et plus antimonié que le second ; celui-ci plus que le troisième ; le quatrième et dernier ne contient presque pas d'antimoine, ce n'est, pour ainsi dire, que du soufre.

Quelle différence y a-t-il entre le kermès et le soufre doré ?

Il paraît indubitable que le kermès et le soufre doré sont deux oxides d'antimoine hydro-sulfuré qui admettent peu de soufre, et qu'ils ne diffèrent entre eux, qu'en ce que le premier est coloré par une forte proportion d'hydrogène sulfuré, et qu'il retient moins de soufre et moins d'oxigène.

Le soufre doré décompose l'air comme le kermès, et subit à peu près les mêmes changemens ; c'est-à-dire que l'oxigène de l'air atmosphérique, en se combinant avec l'hydrogène qu'il renferme, l'altère aussi-bien que le kermès, d'une manière très remarquable. M. *Bouillon-Lagrange* rend compte de ce phénomène, ainsi qu'il suit : « En faisant

» l'analyse du kermès préparé depuis quel-
» que temps, M. *Thénard* a obtenu une diffé-
» rence dans les résultats, ce qui l'a conduit à
» faire cette observation importante, que le
» kermès décomposait l'air, en vertu de l'hy-
» drogène qui entre dans sa décomposition, et
» que de là provenaient les changemens de
» couleur qu'il éprouvait, et les variations d'ac-
» tion qu'il exerçait dans l'économie animale,
» donné à la même dose, et dans les mêmes
» maladies.

» Ce chimiste a vérifié cette observation, en
» renfermant, dans un flacon plein d'air, du
» kermès récemment préparé; quelques jours
» ont été suffisans pour l'absorption totale du
» gaz oxigène, et pour mettre à nu le gaz
» azote.

» Cette remarque, ajoute le même chimiste,
» fait reconnaître aux pharmaciens la cause de
» l'altération du kermès, et leur prouve la né-
» cessité de le conserver à l'abri de l'air et de
» la lumière, qui favorisent cette décomposi-
» tion. »

Le kermès est fréquemment employé dans l'art de guérir; on le donne dans les maladies de poitrine à la dose de un ou deux décigrammes, comme fondant et diaphorétique.

TROISIÈME SECTION.

MÉTAUX DEMI-DUCTILES ET OXIDABLES.

1°. *Du Mercure* (1).

Qu'est-ce que le mercure ?

Le mercure, que l'on appelle aussi *vif-argent* (*hydrargyrum*), est un métal d'un blanc éclatant que l'on trouve dans la nature sous quatre formes différentes :

1°. *A l'état natif*, en globules brillans éparpillés dans différentes substances, d'où on le retire par la simple division mécanique, à *Idria*, dans le ci-devant duché de Deux-Ponts, et à *Almaden*, en Espagne ;

2°. En amalgame avec l'argent (mercure argental), comme dans le Palatinat et dans la Haute-Hongrie ;

3°. Combiné avec l'acide muriatique (mer-

---

(1) « Les alchimistes, en donnant aux métaux qu'ils » connaissaient des noms de planètes, appelèrent *mercure* ce métal brillant et liquide, qu'ils crurent d'une » nature très rapprochée de l'or (soleil des adeptes) ; » aussi lui ont-ils donné le nom de la planète la plus » voisine de cet astre. D'autres, le comparant à l'argent, » l'appelèrent *vif-argent*, etc. » (*Charles-Louis Cadet*, Dictionnaire de Chimie.)

cure-muriaté), en petits cristaux blancs lamelleux, dans les mines de mercure sulfuré de Deux-Ponts : cette espèce fort rare a été découverte par *Woulf;*

4°. Minéralisé par le soufre (mercure sulfuré), il constitue le cinabre naturel. Cette mine la plus commune et la plus abondante, est aussi celle d'où on exploite la plus grande partie du mercure ; mais celui du commerce n'a pas tout le degré de pureté désirable ; il est mêlé avec plusieurs substances étrangères, et quelquefois même falsifié avec du plomb, du bismuth, et le plus souvent avec de l'étain : toutes substances métalliques avec lesquelles il s'amalgame avec beaucoup de facilité : dans cet état, on le reconnaît cependant très aisément, parcequ'il a toujours une couleur terne, et qu'au lieu de bien se diviser en globules sphériques très mobiles, il s'aplatit, et forme une espèce de filet métallique; ce qui a fait dire qu'il faisait la queue.

Comme le mercure n'est jamais mêlé avec des corps volatils, et qu'amalgamé aux métaux avec lesquels on augmente sa quantité dans le commerce, il a la propriété de passer au travers d'une peau de chamois, on a recours pour l'obtenir à l'état de pureté, à la distillation ; à cet effet, on en met une quantité arbitraire

dans une cornue de verre dont le bec est fermé par un nouet de linge, et plonge dans l'intérieur d'un récipient ou ballon plein d'eau, et on distille : le mercure pur, volatilisé par l'action du calorique, passe dans la distillation et vient se rassembler sous l'eau du vase, tandis que les corps étrangers restent au fond de la cornue, mêlés assez ordinairement avec une petite quantité d'une poudre grise noirâtre, qui est un oxide de mercure, formé à la faveur de l'air contenu dans les vaisseaux.

Quoique distillé avec beaucoup de soin, le mercure retient cependant quelques parties des métaux qui lui étaient unis, et spécialement un peu de bismuth dont il est très difficile de le séparer. Pour l'obtenir dans son dernier degré de pureté, il faut distiller deux parties de cinabre avec une partie de limaille de fer; le produit recueilli forme le *mercure revivifié du cinabre;* le résidu de la cornue est un sulfure de fer.

Quels sont les caractères du mercure?

Le mercure, d'un éclat blanc argentin, coule avec beaucoup de vîtesse et se divise en une infinité de petits globules qui affectent toujours une forme sphérique; il a une saveur peu sensible qui produit cependant des effets assez marqués; frotté quelque temps entre les

doigts, il répand une légère odeur qui lui est particulière; il est très-volatil, peut entrer en ébullition et former un véritable gaz.

Ce métal est toujours à l'état de liquidité, à la température ordinaire de l'atmosphère; on parvient à le congeler en l'exposant à un froid de 32 degrés sous o du thermomètre de *Réaumur;* dans ce cas, il forme un corps solide d'un blanc brillant, et se laisse aplatir sous le marteau.

Si l'on plonge les mains dans du mercure, on éprouve bientôt un froid considérable, sans être mouillé; on serait porté à croire, d'après cela, que ce métal est d'une température plus basse que celle de l'air; cependant, en y plongeant un thermomètre, on s'assure que sa température n'est pas différente de celle de l'atmosphère.

Le mercure pur, exposé au contact de l'air froid, n'éprouve aucun changement, et la poudre grise qui se forme quelquefois à sa surface, provient, dans cette circonstance, de quelques métaux étrangers; mais lorsqu'on le triture et qu'on l'agite long-temps, il se convertit en une poudre noire que l'on appelle *Ethiops per-se*, qui contient 6 pour 100 d'oxigène.

L'oxigène adhère fort peu à cet oxide, et

pour le lui enlever, il ne faut que le chauffer faiblement et le mercure reprend son premier état : si l'on fait l'expérience dans des vases clos, on obtient du gaz oxigène assez pur.

Deux célèbres chimistes, MM. *Fourcroy* et *Thénard*, ont démontré rigoureusement qu'il n'y avait que deux états d'oxidation du mercure : l'oxide noir et l'oxide rouge ; et que l'oxide gris, l'oxide blanc et l'oxide jaune, que l'on avait cru jusqu'ici formés par des proportions différentes d'oxigène, devaient être considérés comme de véritables substances salines, peu solubles à la vérité.

Le mercure chauffé dans un matras appelé *enfer de Boyle*, c'est-à-dire à fond plat, et terminé supérieurement par un col très-long, tiré à la lampe en tube capillaire, mais ouvert à sa dernière extrémité, pour que l'accès de l'air puisse avoir lieu, se change en une poudre de belle couleur rouge que les anciens nommaient *précipité per-se*, et qui est un véritable oxide au *maximum*, comme nous le verrons plus bas. Le même effet n'a pas lieu lorsqu'on chauffe ce métal dans des vaisseaux clos, sa grande expansibilité fait qu'il produit une explosion des plus violentes (1).

---

(1) Un alchimiste, qui prétendait avoir fixé le mer-

Le mercure et le soufre ont beaucoup d'attraction l'un avec l'autre; mais ils ne peuvent cependant s'unir qu'autant qu'on favorise leur combinaison; il résulte alors de leur mélange deux préparations pharmaceutiques : l'*Éthiops minéral* et le *cinabre artificiel.*

Comment prépare-t-on le sulfure noir de mercure?

Ce sulfure se prépare par fusion et par trituration : ce dernier procédé est le plus usité.

On met dans un mortier de marbre une partie de mercure et trois parties de soufre sublimé; on triture ces deux substances jusqu'à ce que le mercure soit parfaitement éteint; il résulte de cette opération une poudre fine que l'on a appelée *Ethiops*, à cause de sa couleur noire, et qui n'est, comme on le voit, qu'un sulfure de mercure.

---

cure, imagina, pour prouver son assertion, d'enfermer une certaine quantité de ce métal dans une boule de fer d'une grande épaisseur, qu'il ajusta dans plusieurs autres d'un plus grand diamètre, et très exactement soudées à la forge. Cet appareil ainsi disposé, fut mis, en présence d'une société nombreuse, dans un foyer ardent, où il devait subir l'action d'un grand feu; mais lorsque le mercure eut éprouvé une forte chaleur, il brisa avec fracas ses enveloppes, les lança à de grandes distances, en produisant une explosion extraordinaire.

L'union du mercure et du soufre ne doit pas être regardée, dans cette préparation, comme très complète, parce qu'à l'aide d'une loupe, on y distingue facilement des globules de mercure; cependant, on ne doit pas non plus la considérer comme un pur mélange, un simple agrégat; car il y a une adhérence très positive, et même une combinaison qui paraît directe, puisqu'on ne peut séparer ces deux corps qu'avec le secours d'un intermède.

M. *Destouche*, pharmacien de Paris, prépare le sulfure noir de mercure par une méthode que l'expérience lui a fait reconnaître très avantageuse sous le double point de vue de l'économie du temps, et d'une combinaison parfaite et toujours uniforme. Son procédé consiste à broyer sur un porphyre parties égales de soufre sublimé et de mercure coulant, jusqu'à ce que le mélange ait acquis l'aspect d'une poudre grisâtre; à ajouter alors successivement (en sept ou huit fois) un dixième du poids total de sulfure de potasse dissous dans son poids d'eau; à remuer jusqu'à ce que la masse soit parvenue en un noir très foncé, et à laver ensuite la poudre dans le double de son poids d'eau distillée, pour enlever toutes les parties étrangères solubles; à filtrer, puis sécher à une douce chaleur, et

enfin porphyriser. (*Voyez* Bulletin de Pharmacie, mois de janvier 1809.)

Le sulfure noir de mercure est beaucoup moins usité qu'il ne l'était anciennement; cependant on le prescrit encore quelquefois comme anthelmintique fondant. Plusieurs médecins l'ont administré avec quelque succès dans les maladies vénériennes.

De quelle manière prépare-t-on le sulfure de mercure rouge (1)?

Ce sulfure, vulgairement appelé *cinabre artificiel*, se prépare comme il suit : on fait fondre dans un creuset une partie de soufre; on y projette sept parties de mercure, que l'on fait tomber dans le soufre fondu en forme de pluie, et on remue sans discontinuer. Le mélange s'enflamme et brûle avec une flamme bleue; on arrête la combustion, on laisse refroidir, et on pulvérise dans un mortier de marbre la masse noire obtenue; on met ensuite cette poudre dans un matras à long col, qu'on place sur un bain de sable, et l'on sublime.

---

(1) Il y a deux sortes de cinabres, l'un naturel, et l'autre artificiel. Le cinabre naturel est pesant, fragile, d'un rouge très foncé, et composé de petites aiguilles brillantes, appliquées les unes sur les autres.

On chauffe d'abord légèrement, puis on augmente peu à peu le feu, jusqu'à faire rougir obscurément le fond du matras; on entretient de cette manière la chaleur pendant sept ou huit heures; au bout de ce temps on arrête le feu, on laisse refroidir le vase, on le casse, et on enlève le cinabre qui s'est sublimé.

Quels sont les caractères qui distinguent le sulfure de mercure rouge?

Le sulfure de mercure est inaltérable à l'air; il présente une masse cristalline, aiguillée d'un rouge plus ou moins beau, suivant le degré de chaleur qu'il a éprouvé, et que le soufre s'est combiné en petite quantité au mercure.

Les alcalis, le bismuth, l'antimoine, le fer, et plusieurs autres métaux, ont la propriété de décomposer le cinabre, en s'emparant du soufre : le mercure recouvre, dans ce cas, son éclat métallique, et il est *revivifié du cinabre*.

Le sulfure rouge de mercure, porphyrisé avec de l'eau, prend une couleur rouge brillante, et forme le *vermillon* du commerce.

On a long-temps cru que la couleur rouge du cinabre était due à l'oxidation du mercure; mais M. *Proust* a reconnu que, dans cette combinaison, le mercure était à l'état métallique, parceque de l'étain, qui a une très grande attraction pour l'oxigène, n'enlève au

cinabre que du soufre. Les expériences de M. *Thénard* ont pleinement confirmé cette hypothèse. Selon M. *Berthollet*, l'éthiops est un sulfure hydrogéné, et le cinabre un sulfure pur.

L'action de l'eau sur le mercure est absolument nulle; cependant celle qui a bouilli sur ce métal est vermifuge, sans que le mercure ait diminué en rien de son poids. Son agitation dans de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré, fait naître la décomposition de celle-ci, et le mercure est changé en sulfure noir.

Les acides agissent de différentes manières sur le mercure, c'est-à-dire qu'ils le dissolvent plus ou moins bien. L'acide sulfurique n'a d'action sur lui qu'autant qu'il est chaud et concentré; il se produit dans ce cas une effervescence considérable, avec dégagement de gaz sulfureux, et le mercure se change en une masse blanche, opaque, déliquescente, âcre, très caustique, qui est un sulfate acide de mercure.

Le sulfate acide de mercure, lavé avec de l'eau pure et froide, laisse déposer une poudre blanche; mais si l'eau est chaude, il se précipite une poudre jaune, connue autrefois sous le nom de *turbith minéral*, à cause de la ressemblance de sa couleur avec la plante de ce

nom, et que *Fourcroy* a nommée *sulfate avec excès d'oxide*, ou sulfate jaune de mercure, composé de 0,85 de mercure, et 0,15 d'acide sulfurique.

L'eau du lavage du turbith, retient en solution une certaine quantité de sulfate neutre de mercure, qu'on obtient par l'évaporation, ou par concentration du liquide.

Ce sel, d'une belle couleur blanche, n'est nullement acide, peu ou point corrosif, et dissoluble dans cinq cents parties d'eau à dix degrés de Réaumur : il est formé de 0,75 de mercure, 0,08 d'oxigène, 0,12 d'acide sulfurique, et 0,05 d'eau.

L'acide nitrique attaque le mercure à chaud et à froid; le métal est d'abord oxidé, et ensuite dissous dans la partie d'acide non décomposé : il se dégage pendant l'opération une grande quantité de gaz nitreux.

Cette dissolution nitrique est très caustique; elle fait des taches brunes à la peau, qui ne disparaissent que par la chute de l'épiderme. Elle présente encore plusieurs autres phénomènes, et varie d'après la température où elle a été faite, et suivant que l'acide est concentré ou affaibli. C'est ainsi qu'on peut obtenir de cette dissolution, faite dans la proportion d'une partie de mercure contre une et demie

d'acide à trente-deux degrés, du nitrate acide, du nitrate neutre, et du nitrate sur-saturé de base.

La dissolution faite à froid dans de l'acide nitrique étendu, et qui n'a pas laissé dégager de vapeurs rouges, ne peut être décomposée par l'eau distillée; mais celle qu'on a opérée par le concours du calorique, et avec de l'acide concentré, étant surchargée d'une quantité d'oxide surabondant, laisse précipiter par l'eau chaude du nitrate jaune, avec un grand excès de base; mais avec l'eau froide, il est blanc.

En saturant du nitrate de mercure liquide avec de l'ammoniaque caustique, on obtient sous forme de précipité une substance pulvérulente d'un blanc grisâtre : c'est le *mercure cinereus de Black.*

L'imposant et fastueux *mercure soluble d'Hahnemann* s'obtient en versant doucement dans du nitrate de mercure fait à froid, et étendu dans de l'eau distillée froide, de l'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : ce composé, et la préparation précédente, doivent être considérés comme de véritables oxides de mercure parfaitement identique.

Le liquide qui reste après la séparation du

mercure soluble, contient du *nitrate ammoniaco-mercuriel.*

La dissolution nitrique mercurielle étendue d'eau constitue l'*eau mercurielle ;* évaporée par une douce chaleur, elle donne des cristaux aiguillés, striés sur leur longueur, que l'on emploie en chirurgie comme escarotiques. Ces cristaux traités au feu, dans un creuset, se fondent, laissent dégager des vapeurs rouges, et se colorent graduellement en jaune plus ou moins foncé, puis en orangé, et enfin en rouge, et forme une substance appelée autrefois *précipité rouge*, et maintenant oxide de mercure rouge par l'acide nitrique (peroxide).

Comment prépare-t-on l'oxide de mercure rouge par l'acide nitrique ?

Cet oxide se prépare ordinairement dans les pharmacies par le procédé suivant : on verse sur du mercure introduit dans une fiole à médecine une suffisante quantité d'acide nitrique pur, de 34 à 38 degrés à l'aéromètre de Baumé, et on fait évaporer la dissolution jusqu'à siccité ; on pulvérise, dans un mortier de verre, le nitrate de mercure obtenu, et on le met ensuite dans un ou plusieurs matras, qu'on expose sur un bain de sable qu'on chauffe par degrés : il se dégage au commencement de l'opération de l'acide nitrique en

vapeur, lequel se sépare non décomposé, selon la remarque de M. *Brugnatelli*, pendant le temps que le sel contient encore des parties aqueuses; il se produit ensuite, lorsque la matière saline est fort sèche, une très grande quantité de vapeurs rouges, qui sont encore de l'acide nitrique, mais privé d'eau; on continue à chauffer jusqu'à ce que la surface de la matière soit d'une couleur jaune orangé, ce qui indique que la calcination est assez poussée, ou mieux encore jusqu'à ce que le nitrate, paraissant noir à la chaleur, se colore en rouge brillant par le refroidissement; alors on retire les vaisseaux du feu, on les casse, et on obtient une substance formée par couches de différentes couleurs; le dessus est d'un jaune orangé, et le dessous d'un beau rouge éclatant. Cette dernière partie, pulvérisée avec soin, forme l'oxide de mercure ou précipité rouge.

En Hollande, où l'on prépare cette substance très en grand et d'une rare beauté, on l'obtient d'après un procédé qui a été publié depuis peu de temps; on fait dissoudre cinquante parties de mercure dans soixante-dix parties d'acide nitrique de trente-quatre à trente-huit degrés. On distille la dissolution dans une cornue; on enlève le récipient, aussitôt que les vapeurs nitreuses se manifestent; on pousse

alors le feu jusqu'à ce que le résidu offre à l'œil une belle couleur rouge. M. *Brugnatelli* a dernièrement indiqué une méthode très économique pour préparer cet oxide rouge. Son procédé est fondé sur une observation qui lui est propre, savoir : que la plupart des sels mercuriels, traités avec de l'eau pure et chaude, sont susceptibles de se dépouiller de leur acide de la même manière que par le feu. D'après cela pour obtenir cet oxide, on verse sur une partie de nitrate de mercure, trois parties d'eau de pluie bouillante, il se dissout une petite portion du sel, et le reste est converti en une substance blanche concrète, qui est un oxide de mercure, en partie saturé par une faible proportion d'acide nitrique. Ce sous-nitrate, séparé et traité de nouveau avec cinq ou six parties d'eau chaude, acquiert à l'instant même une couleur écarlate, et se convertit en totalité en précipité rouge. (*Voyez* le Bulletin de Pharmacie, tome IV, page 350.)

Quels sont les caractères qui distinguent l'oxide rouge de mercure par l'acide nitrique?

Cet oxide, lorsqu'il a été préparé avec soin, doit avoir une couleur rouge très prononcée, et être suffisamment calciné, pour qu'il ne soit point caustique, et qu'on puisse l'employer sans qu'il procure d'irritation, comme cela

arrive quelquefois à celui qu'on distribue dans le commerce.

Cet oxide, trituré pendant un certain temps avec du mercure coulant, cède une partie de son oxigène, et la masse totale forme un oxidule; il fournit également son oxigène à l'étain, au soufre, au zinc, quand on le fait chauffer avec ces corps dans des vaisseaux clos : par le dernier il produit une vive détonation.

Avec du charbon, il se réduit et se change en mercure, et il y a formation d'acide carbonique.

Cet oxide ne doit sa couleur qu'à l'oxigène qu'il contient. On acquiert la conviction de ce fait en le chauffant fortement dans une cornue, ou tout autre appareil; on lui enlève alors une partie de son oxigène, et il se nuance diversement, ou bien le mercure est revivifié, si on le prive de tout l'air vital.

L'oxide rouge de mercure du commerce est très souvent sophistiqué; on le mêle ordinairement avec du cinabre ou avec du minium, réduits en poudre fine. On signale la présence du premier en versant dessus un peu d'acide nitrique affaibli : l'oxide se dissout, et le cinabre reste insoluble. On reconnaît la présence du second en triturant l'oxide avec du

fort vinaigre, auquel il communique une saveur douce et sucrée, et qui précipite alors en noir par l'hydrogène sulfuré. On peut encore, et le moyen est préférable, le faire chauffer fortement dans une cuiller de fer; l'oxide de plomb reste au fond, tandis que celui de mercure se dissipe.

L'acide muriatique simple agit peu sur le mercure; mais il a une action très marquée sur ces oxides. C'est ainsi qu'on obtient un muriate au *minimum*, en versant de l'acide muriatique, ou même une solution saturée de muriate de soude, dans une dissolution nitrique de mercure : il y a échange de base et précipitation d'une poudre blanche insoluble dans l'eau, que l'on appelait autrefois *précipité blanc*, et qui est un muriate de mercure doux.

L'acide oxi-muriatique, après avoir oxidé le mercure, le dissout ensuite complètement, et forme avec lui un sel soluble très caustique, connu dans l'ancienne chimie sous le nom de *sublimé corrosif*, et que l'on appelle maintenant muriate sur-oxigéné de mercure, muriate au *maximum*, muriate sur-oxidé.

De quelle manière prépare-t-on le muriate sur-oxigéné de mercure ?

Ce sel s'obtient facilement par plusieurs

procédés. On pourrait le former tout simplement, en faisant dissoudre du précipité rouge dans de l'acide muriatique, ou bien en combinant directement le mercure coulant avec l'acide oxi-muriatique; mais ces procédés, assez dispendieux, ne sont pas ordinairement suivis. On préfere, avec raison, préparer ce sel d'une manière beaucoup plus économique, en décomposant par l'acide muriatique le sulfate ou nitrate de mercure. Les méthodes les plus usitées dans les pharmacies sont les suivantes :

1°. On mêle parties égales de nitrate de mercure desséché, de muriate de soude décrépité, et de sulfate de fer calciné en blanc; on met ce mélange dans une fiole ou matras, qui doit être remplie aux deux tiers, et que l'on expose sur un bain de sable, en observant que toute la matière en soit recouverte; on chauffe d'abord légèrement, et on augmente le feu jusqu'à faire rougir obscurément le fond du matras, on l'entretient en cet état, pendant environ trois heures; au bout de ce temps on retire le vaisseau du feu, on le casse, et on détache avec soin le sel sublimé au col de la bouteille, sous forme de petits cristaux : c'est le sublimé corrosif.

Dans cette opération, le sulfate de fer est

décomposé le premier; son acide se porte sur la soude, et forme un sulfate de soude; l'oxigène du nitrate change le mercure en oxide rouge, lequel se combine avec l'acide muriatique pour former le muriate sur-oxigéné de mercure, qui se sublime.

Le résidu brunâtre qui reste dans le vase qui a servi à faire l'opération, contient de l'oxide de fer rouge et du sulfate de soude, résultat de l'union de l'acide sulfurique avec la base du muriate de soude (1).

Le deuxième procédé, qui appartient à *Boulduc*, consiste à bien mêler parties égales de sulfate de mercure et de muriate de soude très sec, et à procéder à la sublimation comme pour le mode précédent : il y a dans ce cas

---

(1) L'opinion d'un grand nombre de chimistes, qui admettent dans la composition du muriate mercuriel corrosif la présence de l'acide muriatique oxigéné, a été récemment révoquée, et on pense assez généralement aujourd'hui que ce sel ne diffère du muriate doux qu'en ce que le mercure qui le constitue y est combiné à l'état d'oxide au *maximum*. Cependant le sublimé, comme on l'a bien reconnu, contient plus d'acide muriatique que l'on n'en trouve dans le mercure oxidulé, parceque l'oxide de mercure demande, pour être amené à l'état de saturation, une proportion beaucoup plus forte d'acide.

échange de base, et formation de sulfate de soude et de muriate de mercure qui se volatilise.

Le procédé des Hollandais, qui préparent une très grande quantité de ce sel, et d'une qualité supérieure, consiste à mêler et à faire sublimer vingt-cinq kilogrammes de muriate de soude décrépité avec la quantité de sulfate de mercure obtenue d'un mélange de vingt-cinq kilogrammes de mercure et de douze et demi kilogrammes d'acide sulfurique : pour cette opération on entretient la chaleur pendant trente-six heures consécutives.

Quels sont les caractères du muriate suroxigéné de potasse?

Ce sel, obtenu par sublimation, cristallise en aiguilles prismatiques; il a une saveur âcre, fortement stiptique, et laisse dans la bouche un goût métallique très désagréable; il est blanc, verdit les couleurs bleues végétales, n'est pas sensiblement altéré par la lumière, est dissoluble dans dix-huit parties d'eau et dans deux parties d'eau bouillante. C'est un caustique très vénéneux, qui corrode et détruit la membrane de l'estomac avec une énergie atroce.

Le calorique ne décompose pas le muriate mercuriel corrosif; seulement il le volatilise et le vitrifie en partie; mais chauffé à l'air libre,

il laisse dégager une fumée blanche, qu'il est très dangereux de respirer.

Ce sel est un de ceux qui s'altèrent avec le plus de facilité, l'ammoniaque le décompose, et produit la formation d'un précipité blanchâtre qui devient gris par son exposition à l'air. Le carbonate d'ammoniaque forme avec lui une combinaison si parfaite, qu'on ne peut les séparer l'un de l'autre, sans les décomposer. Les alchimistes, si féconds en absurdités, ont donné à ce composé le nom de *sel alembroth*, *sel de sagesse*, *sel de l'art* : c'est un véritable muriate ammoniaco-mercuriel.

Le muriate sur-oxigéné de mercure est encore décomposé par la baryte, la strontiane, le carbonate de magnésie, la plupart des métaux, les sulfures, et sulfures hydrogénés qui en précipitent l'oxide de mercure; par le mucilage de gomme arabique, les matières extractives, le sucre à l'état de cassonnade, et conséquemment le sirop antisyphilitique, et les robs, etc., etc., qui le précipitent à l'état de muriate au *minimum*, et généralement par toutes les substances végétales qui admettent l'acide gallique dans leur composition, ce qui donne lieu à la formation de gallates insolubles; les alcalis, et spécialement la potasse et la chaux, agissent de la même manière; la dé-

composition, opérée par cette dernière, fournit l'*eau phagédénique* des pharmaciens; cette liqueur se prépare en faisant dissoudre, dans cinq cents grammes (une livre) d'eau de chaux, douze décigrammes (vingt-quatre grains) de muriate sublimé.

On conçoit aisément, d'après tout ce que nous avons dit sur la facile altération du muriate de mercure au *maximum*, qu'il est d'une importance majeure de ne l'incorporer qu'avec de l'eau distillée, lorsqu'on le destine pour l'usage intérieur. L'alcohol et l'éther paraissent être, comme l'ont démontré, il y a peu de temps, deux savans pharmaciens de Paris, les vrais dissolvans de ce sel; mais comme ces véhicules n'offrent pas toutes les facilités désirables pour son administration, on est dans l'habitude de le prescrire, divisé dans l'eau, laquelle, nous le répétons, doit être soigneusement purgée de toutes les substances salines et terreuses qu'elle contient dans son état naturel; tous les pharmaciens instruits, et qui cultivent leur art avec distinction et exactitude, doivent apporter, à cet égard, la plus scrupuleuse attention.

Le muriate de mercure sur-oxidé est très usité dans le traitement des maladies vénériennes, on l'emploie sous toutes sortes de formes;

il doit être administré avec beaucoup de prudence, et par une main exercée, car c'est un poison des plus actifs, même à la dose de quelques décigrammes : le carbonate de potasse, mêlé avec de l'huile ordinaire et de l'eau, est le contre-poison le plus efficace et le plus certain qu'on puisse employer, lorsqu'on a eu le malheur d'en avaler une petite quantité ; mais si la dose est forte, c'est-à-dire de plusieurs décigrammes, la mort est inévitable.

Le professeur *Chaussier* a employé, avec beaucoup de succès, la solution de ce sel dans l'eau distillée, pour conserver des pièces anatomiques.

La combinaison du mercure métal, avec le sublimé corrosif, donne un médicament très en usage en pharmacie, qu'on appelle *mercure doux, muriate mercuriel doux*, *muriate oxidulé*, etc.

Comment prépare-t-on le muriate mercuriel doux ?

Ce sel s'obtient par le procédé suivant : on prend quatre parties de muriate sur-oxigéné de mercure, et trois parties de mercure coulant ; on triture ces substances dans un mortier de verre, avec un peu d'eau, ou d'alcohol, jusqu'à ce que le mercure soit parfaitement éteint ; ce qu'on reconnaît lorsque la poudre est d'un

gris noirâtre (1); on met ce mélange dans une ou plusieurs fioles à médecine, en ayant soin que la moitié de chaque bouteille reste vide; on les expose ensuite sur un bain de sable, et on procède à la sublimation par un feu gradué, qu'on augmente peu à peu, et qu'on entretient assez long-temps pour sublimer le mélange; on laisse alors refroidir le matras, on le casse, et on obtient une inscrustation saline demi-transparente, peu soluble dans l'eau, ce qui le différencie du sublimé corrosif, ainsi que son insipidité et la forme de ses cristaux.

Cette substance, ainsi obtenue, contient quelquefois du sublimé corrosif; pour l'en débarrasser, on la porphyrise, et on la fait bouillir dans trois fois son poids d'eau, chargée de muriate d'ammoniaque qui favorise la dissolution du sublimé, ce qui dispense de la sublimer plusieurs fois, comme cela se pratiquait anciennement.

Dans cette opération, le muriate corrosif cède une partie de son oxigène au mercure qu'il oxidule; celui-ci se combine ensuite avec

---

(1) Si l'on en croit un chimiste distingué, l'extinction du mercure dans le sublimé n'est pas nécessaire; les substances simplement mélangées, et introduites dans les matras, donnent également le mercure doux sublimé.

l'acide muriatique, et la masse totale se convertit en muriate oxidulé de mercure.

La combinaison, à l'état de poudre grise, telle qu'on l'obtient après la trituration, a perdu sa causticité et sa dissolubilité, sans cependant que l'union des deux corps soit intime, car elle ne devient complète que par la chaleur que l'on donne pour opérer la sublimation.

Quels sont les caractères qui distinguent le muriate mercuriel doux ?

Ce sel est en masse d'un blanc jaunâtre, très pesant et demi transparent; il a peu de saveur, la lumière l'altère et le fait noircir ; frotté à l'obscurité, il devient phosphorescent ; il est très peu soluble dans l'eau, sa dissolution verdit le sirop de violette.

L'eau de chaux et les lessives alcalines, ayant la faculté d'opérer la décomposition du muriate doux, et de le convertir en poudre noire, on doit éviter de l'associer avec ces substances, et nommément avec le savon médicinal, comme on le pratique quelquefois, parceque l'alcali de ce composé modifie et sépare même la base de ce sel, ce qui produit une décomposition partielle ou complète, suivant la proportion du mélange. Le même effet a lieu par sa combinaison avec les extraits ; dans cette circonstance, la décomposition a pour cause

la présence de bases salifiables libres, ou combinées à des acides faibles qui existent dans la plupart des extraits pharmaceutiques ; lesquelles bases, en se portant sur l'acide muriatique, mettent à découvert du mercure oxidulé.

Le muriate de mercure doux contient, d'après *Chenevix*, 84,9 de mercure métallique, 11,5 d'acide muriatique, et 3,8 d'oxigène.

Six parties de muriate de mercure et une partie de limaille de fer, qu'on fait sublimer à une chaleur modérée, donnent un médicament connu depuis un temps immémorial sous le nom de *mercurius dulcis martialis Hanmanni.*

Ce qu'on nommait anciennement *panacée mercurielle*, est une substance saline qu'on préparait par un procédé à peu près semblable à celui qu'on suit pour le mercure doux, excepté qu'on la sublimait neuf fois de suite, afin, disait-on, de la rendre plus douce. Plusieurs chimistes se sont occupés de ce médicament plus particulièrement qu'on ne l'avait encore fait, et il a été reconnu que les sublimations réitérées qu'on lui faisait subir changeaient fort peu ou pas du tout l'ordre de la combinaison, ou bien n'étaient propres qu'à lui enlever à chaque fois une certaine quantité de mercure, et à former du

sublimé corrosif par l'oxidation plus avancée de ce métal.

Le mercure peut encore s'unir à quelques autres acides, ce qui donne lieu à plusieurs combinaisons salines, dont nous n'avons pas encore parlé, et que nous décrirons ici très succinctement, parceque l'action de ces corps ne pouvant avoir lieu directement, s'opère presque toujours par une double décomposition; c'est ainsi qu'on prépare le *borate de mercure*, dont l'usage a été admis depuis peu de temps en médecine, et qui est encore peu connu. On obtient ce sel en versant peu à peu dans une dissolution nitrique de mercure une solution saturée de sous-borate de soude, jusqu'à précipitation complète : le dépôt formé doit être ensuite lavé à l'eau froide, desséché, et porphyrisé.

Ce sel, fort peu soluble, et d'une couleur jaunâtre, verdit par son exposition à l'air, devient très soluble par le muriate d'ammoniaque, et précipite de sa dissolution par l'eau de chaux.

La préparation de l'*acétate de mercure*, ou *terre foliée mercurielle*, consiste à mêler une dissolution de nitrate de mercure avec une solution d'acétate de potasse; il se forme un précipité jaunâtre, et on obtient, par l'évapo-

ration de la liqueur, un sel en petites paillettes très brillantes.

On peut encore préparer ce sel en précipitant le nitrate de mercure liquide par le carbonate de potasse en liqueur, faisant dissoudre le précipité obtenu, et bien lavé, dans de l'acide acétique, et procédant ensuite à la cristallisation par l'évaporation de la liqueur.

L'acétate de mercure est en cristaux écailleux d'un blanc brillant; il est fort peu dissoluble dans l'eau; il a une saveur âcre et désagréable, se décompose au feu, et fournit une matière qui a quelques propriétés analogues à celles du pyrophore.

Ce sel entre dans la composition des fameuses dragées de *Keyser*, si indiscrètement vantées autrefois, et qu'on emploie très rarement aujourd'hui.

Une autre préparation indiquée par *Schéele*, et dont M. *Proust* s'est occupé depuis peu de temps, est celle que l'on connaît sous le nom de *prussiate de mercure*. Pour obtenir ce sel, on fait bouillir dans un vase de porcelaine cent quatre-vingt-quatre grammes (six onces) d'eau distillée avec trente-deux grammes (une once) de précipité rouge, et soixante-quatre grammes (deux onces) de bleu de Prusse, pulvérisés séparément; on agite sans discon-

tinuer la liqueur, et, après une demi-heure environ d'ébullition, et quand elle a acquis une couleur jaune verdâtre, on la filtre. On verse de l'eau chaude sur le résidu, on fait bouillir de nouveau; alors on réunit les liqueurs après qu'elles ont été filtrées, on fait évaporer jusqu'à pellicule, et on obtient, par le refroidissement, des cristaux de prussiate de mercure.

Ce sel cristallise en prisme tétraèdre; il est opaque, d'une saveur âcre, même caustique; il est habile à retenir de la potasse et de l'oxide de fer, et il contient ces deux substances à la fois, si le bleu de Prusse qui a servi à sa préparation n'en a pas été soigneusement purgé.

Le prussiate de mercure est employé avec succès, depuis peu de temps, dans le traitement des maladies vénériennes; il paraît être moins âcre et moins dangereux que le muriate sur-oxidé : on le prescrit ordinairement dans de l'eau distillée.

L'action de l'acide phosphorique sur les oxides de mercure, fournit le *phosphate de mercure*, sel que plusieurs médecins prescrivent quelquefois. On l'obtient en versant dans une dissolution nitrique de mercure étendue d'eau distillée de l'acide phosphorique, ou bien

une solution de phosphate de soude, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité.

On prépare encore ce sel en faisant dissoudre dans de l'eau cent vingt-huit grammes (quatre onces) d'acide phosphorique sec et vingt-quatre grammes (six gros) d'oxide rouge de mercure, et faisant ensuite évaporer le liquide jusqu'à siccité : le phosphate ainsi préparé est avec excès d'acide.

Ce sel, peu soluble dans l'eau et l'alcohol, est phosphorescent lorsqu'on le frotte dans l'obscurité, et donne du phosphore lorsqu'on le traite au feu avec du charbon ; sa saveur est fortement métallique.

L'action des substances salines sur le mercure, presque nulle, ou peu importante, ne fournit aucun produit usité en pharmacie ; il faut cependant en excepter le muriate d'ammoniaque, qui donne, avec ce métal, un muriate ammoniaco-mercuriel, connu depuis bien long-temps sous le nom de *teinture de mercure de la Garaye*. Pour l'obtention de ce médicament, on triture dans un mortier de marbre, jusqu'à extinction parfaite, une partie de mercure métallique et quatre parties de muriate d'ammoniaque ; on expose ensuite la poudre grise formée au contact de l'air pendant un certain laps de temps, qui n'excède

jamais cinquante jours, en ayant soin de l'agiter de temps à autre; au bout de ce temps, on la broie de nouveau dans un mortier, on l'introduit ensuite dans un vase, on verse dessus assez d'alcohol pour qu'il surnage la poudre de quelques pouces; on place le matras sur un bain de sable, on le fait chauffer peu à peu, jusqu'à ce que l'alcohol ait acquis par l'ébullition une belle couleur citrine. En cet état on filtre la liqueur, et on la conserve dans des bouteilles de verre bien bouchées.

Le mercure peut se combiner avec une infinité de substances dont nous n'avons pas encore parlé. Les gommes, les liqueurs sucrées, différens acides végétaux, les huiles, et les graisses, ont sur lui une action plus ou moins marquée : nous n'examinerons que sa combinaison avec ce dernier corps, qui constitue un médicament fréquemment employé, que l'on appelle onguent ou pommade mercurielle double, quand la graisse et le métal sont unis en quantités égales.

Quelles sont les règles à observer dans la préparation de l'onguent mercuriel double ?

L'onguent mercuriel se prépare comme il suit : on met dans un mortier de marbre, partie égale de mercure et d'axonge de porc purifiée ; on triture avec un pilon de bois, jusqu'à

ce que le mercure ait disparu complètement, c'est-à-dire qu'en frottant de cet onguent, du papier gris, on n'aperçoive plus, à l'aide de la loupe, aucuns globules mercuriels.

Quelques pharmaciens sont dans l'usage d'ajouter au mélange un peu de térébenthine, dans l'intention d'accélérer l'extinction du mercure; mais cette addition, qui rend la trituration plus difficile, et qui communique à l'onguent la propriété d'enflammer la peau et d'y occasionner des phlogoses très gênans, nous paraît au moins inutile, si elle ne doit être proscrite.

On ne doit pas non plus préparer cette pommade avec l'oxide gris de mercure, comme on l'a proposé dans quelques pharmacopées, parceque le médicament ne paraît pas remplir les indications désirées; il faut attendre que cette innovation ait été sanctionnée par le témoignage de praticiens éclairés et d'observateurs exacts. L'incertitude et la diversité d'opinions qui partagent encore beaucoup de chimistes d'un grand nom, sur l'état où se trouve le mercure dans cette préparation, doit rendre le pharmacien probe infiniment circonspect à cet égard. Quelques personnes, et c'est le plus petit nombre, prétendent que le métal se trouve dans l'état de combinaison

avec l'acide qui se développe dans la graisse rance (acide acétique), et par conséquent sous forme de sel; mais s'il en était ainsi, l'acétate mercuriel qui résulterait de cette combinaison serait soluble dans l'eau, ce qui n'est pas. D'autres, beaucoup mieux fondées, sont d'opinion que le mercure y est à l'état d'oxide. En effet, l'expérience paraît militer en faveur de celles-ci, puisque, si on triture ce mélange dans un mortier très évasé, ou sur un porphyre, ou bien encore que l'on ajoute à la graisse des substances qui peuvent lui fournir de l'oxigène, tel, par exemple, que du précipité rouge, l'opération, très longue et très fatigante avant l'addition de cet oxide, est singulièrement activée. La graisse rance accélère aussi considérablement l'opération, parce-qu'elle contient dans cet état, comme chacun sait, une plus grande proportion d'oxigène, qui doit nécessairement hâter l'oxidation du mercure.

Quoi qu'il en soit, et malgré toutes ces considérations, nous partageons entièrement l'opinion qu'ont émise depuis peu de temps MM. *Boullay* et *Vogel*, dans deux excellens mémoires, où ils prouvent péremptoirement que le mercure est dans l'onguent à l'état métallique, et dans une extrême division, sans

la moindre altération ou combinaison. Ces messieurs fondent leur assertion d'après les faits suivans : d'abord l'un d'eux, M. *Boullay*, a reconnu, plus particulièrement qu'on ne l'avait encore fait, que l'éther sulfurique est un excellent dissolvant des graisses, et que cette liqueur, incapable à froid de produire la réduction des oxides de mercure, n'apporte non plus aucun changement dans leur nature, ou dans leurs propriétés physiques, par un contact prolongé même pendant plusieurs jours.

Ceci posé en principe, on a versé successivement, et en plusieurs fois, sur dix grammes d'onguent mercuriel introduit dans un flacon soigneusement bouché, soixante grammes d'éther sulfurique, dont on a aidé l'action par une légère agitation. Le repos du liquide, et sa décantation, ont permis de séparer une matière blanchâtre, comme pulvérulente, dont l'aspect offrait une infinité de petits globules métalliques parfaitement visibles à la loupe. Cette matière, soumise à une légère pression entre deux feuilles de papier gris non collé, s'est réunie, et a fourni une masse très distincte de mercure coulant.

L'éther employé à l'opération, recueilli par la distillation, a offert tous les caractères qui

lui sont propres, et la graisse est restée dans le fond de la cornue avec toute sa consistance et sa blancheur naturelle.

Cette expérience répétée sur un mélange composé de graisse oxigénée et de mercure à l'état d'extinction parfait, il est resté un résidu blanchâtre, d'un éclat métallique très sensible, qui a été reconnu être parfaitement identique avec le produit obtenu de l'expérience faite sur l'onguent mercuriel. La graisse, d'une belle couleur jaune, comme dans la pommade oxigénée, n'avait éprouvé d'ailleurs aucun changement; ce qui prouve à l'évidence qu'elle ne fournit pas d'oxigène au métal, et que celui-ci, par conséquent, ne passse pas à l'état d'oxidule.

M. *Boullay* conclut avec raison, de ses expériences, que l'onguent mercuriel n'est qu'un pur mélange de *mercure métallique très divisé et comme pulvérisé*, et que ce médicament agit sur l'économie comme mercure, et non en raison de l'oxigène, puisqu'il n'en contient réellement pas.

Des travaux postérieurs de M. *Vogel* avaient déjà établi ce fait d'une manière incontestable, et par-là réfuté avec beaucoup de supériorité, et d'une manière palpable, l'opinion contraire d'un pharmacien allemand fort distingué.

Quels sont les usages du mercure?

Le mercure, indépendamment des nombreuses propriétés chimiques qui le distinguent, est un des métaux dont la médecine retire les médicamens les plus précieux. Il est reconnu que, jusqu'à ce jour, c'est véritablement le seul spécifique propre à s'opposer aux ravages du virus vénérien compliqué; mais son emploi exige la plus scrupuleuse attention, les connaissances les plus variées, et il ne doit être prescrit que par des gens de l'art, capables de modifier ou d'atténuer son énergie meurtrière.

Ses usages dans les arts ne sont pas moins étendus. Très habile à s'amalgamer avec la plupart des métaux, et jouissant d'une grande volatilité, on l'emploie dans la dorure sur cuivre, pour l'étamage des glaces, ainsi qu'à l'exploitation des mines d'or et d'argent; il est très utile aux physiciens, qui s'en servent pour la construction du baromètre et du thermomètre, pour lester les aéromètres, et pour une une multitude d'objets d'utilité et d'agrément.

2°. *Du Zinc.*

Qu'est-ce que le zinc ?

Le zinc est un métal dont on compte quatre

espèces de mines; savoir : le *zinc oxidé*, ou la pierre calaminaire ; le *zinc carbonaté;* le *zinc sulfuré*, ou la blende, et le *zinc sulfaté.*

Le métal pur s'exploite de ses différentes mines en Chine, et en plusieurs lieux de l'Europe, par différens procédés, dont nous ne nous occuperons point ici. La plus grande partie de celui qu'on vend dans le commerce vient de *Goslar.* En France on le retire ordinairement par sublimation, en fondant des mines de plomb qui contiennent du sulfure de zinc; le métal volatilisé s'attache aux parois des cheminées des fourneaux, et y produit des incrustations grisâtres connues sous le nom de *tuthie.*

Quels sont les caractères du zinc métal?

Le zinc, d'un blanc bleuâtre, est volatil, lamelleux, mou, et se laisse entamer par le couteau; il a une odeur et une saveur qu'on développe très bien par le frottement, et une demi-ductilité qui permet de l'aplatir en lames minces, par une pression égale; il peut aussi être forgé à une température de 48 degrés de Réaumur.

L'élasticité et la consistance propres à ce métal sont telles qu'on ne peut, dans son état naturel, le diviser par la percussion. Lorsqu'on veut le grenailler, on le fait fondre dans un

creuset, et on le coule doucement dans de l'eau froide. Mais si l'on veut le diviser beaucoup plus, et l'obtenir en poudre fine, il est nécessaire de le broyer fondu dans un mortier de marbre extrêmement chaud.

Si on expose le zinc à l'action d'une chaleur capable de le faire entrer en fusion, et qu'on l'entretienne en cet état pendant quelque temps, sa surface se couvre bientôt d'un oxide gris au *minimum*. On pourrait, en continuant ainsi, réduire successivement tout le zinc en un oxide semblable; mais l'opération serait fort longue. Chauffé fortement, il brûle, se volatilise sous forme de flocons blancs très légers, que les alchimistes ont appelé *fleurs de zinc*, *pompholix*, *laine philosophique*, *nihil album*, etc., et que les modernes considèrent comme un peroxide de zinc (1).

Le zinc est peu altéré par l'air; cependant, à la longue, sa surface s'y ternit : il paraît que c'est par un commencement d'oxidation.

Tous les acides dissolvent le zinc; l'action

---

(1) Cet oxide, d'une grande fixité, a la propriété de luire dans l'obscurité lorsqu'il est nouvellement préparé; par une chaleur active il prend une couleur jaune, qui disparaît par son refroidissement, laisse dégager de l'oxigène, et devient *oxidule de zinc*.

de l'acide nitrique concentré produit souvent une vive inflammation ; mais lorsqu'il est faible, la dissolution s'opère avec assez de tranquillité : il se manifeste seulement une certaine quantité d'ammoniaque, dont la formation est due à la combinaison de l'hydrogène de l'eau contenue dans l'acide décomposé avec l'azote de l'acide nitrique. L'acide sulfurique agit sur ce métal, même à froid; il y a, dans cette circonstance, production de chaleur, dégagement de gaz sulfureux, et précipitation de carbure de fer, parceque le zinc contient presque toujours une portion de fer. Cette dissolution rapprochée fournit le sulfate de zinc, qu'on appelle communément *coupe-rose blanche, vitriol blanc.*

Le sulfate de zinc, que l'on fabrique en grand dans plusieurs pays, se trouve dans le commerce à un prix très modique, et on ne le prépare pas ordinairement dans les laboratoires; on se borne seulement à purifier celui qui est destiné pour l'usage médical, parcequ'il est toujours mêlé avec plusieurs substances hétérogènes, et notamment avec une certaine quantité de fer, dont il convient de le purger. M. *C.-L. Cadet* a proposé de précipiter le fer de la dissolution du zinc dans l'acide sulfurique convenablement étendu, en y ajoutant

une pièce de zinc métallique, ou bien en y versant peu à peu de la potasse, jusqu'à ce que la totalité du fer soit précipitée, et de filtrer ensuite la dissolution. Ce chimiste préfère, avec raison, le zinc à la potasse, en ce que celle-ci, se combinant avec la portion d'acide qui retenait le fer, fait naître une petite quantité de sulfate de fer, qui nuit à la pureté du sel. (*Voyez* le Bulletin de Pharmacie, mois de janvier 1809.) M. *Proust* recommande, pour séparer le fer du sulfate de zinc, de faire bouillir un kilogramme de dissolution concentrée de ce sel avec trente-deux grammes (une once) d'acide nitrique; de saturer ensuite l'excès d'acide avec de la potasse caustique, de filtrer la liqueur bouillante, et de répéter plusieurs cristallisations.

Quels sont les caractères du sulfate de zinc?

Ce sel, en prismes tétraèdres, a une saveur stiptique assez marquée; il est blanc, transparent, et dissoluble dans trois parties d'eau froide, et dans moins d'eau bouillante; au feu il se boursouffle, et se fond dans son eau de cristallisation; l'air a peu d'action sur lui, lorsqu'il est pur; cependant, au bout d'un certain temps, il attire l'oxigène, et jaunit.

Le sulfate de zinc est décomposé par toutes

les substances terreuses et alcalines, et a pour parties constituantes, d'après *Kirwan*,

Acide sulfurique.	20 5
Oxide de zinc.	40 0
Eau.	39 5
	100 0

QUATRIÈME SECTION.

MÉTAUX TRÈS DUCTILES ET FACILEMENT OXIDABLES.

1°. *De l'Etain.*

Qu'est-ce que l'étain?

L'étain est un métal que l'on rencontre dans la nature à l'état d'oxide, et combiné avec le soufre, formant le sulfure ou pyrite d'étain, et l'or mussif natif.

Les mines d'étain sont peu répandues dans la nature, et très difficiles à exploiter ; elles se trouvent dans différens pays, en Saxe, en Bohême, en Gallicie, en Angleterre, dans les vallées de Cournouailles, au Mexique, etc. Elles contiennent assez souvent de l'arsenic, du cuivre, du fer, et de la silice, qui accompagnent le métal dans sa gangue.

L'étain qui nous arrive des Indes par la voie du commerce, est le plus pur, et ordinairement en forme de chapeaux du poids d'à peu près

une livre; celui d'Angleterre, dans lequel il existe une petite quantité de cuivre et de plomb, se vend sous la dénomination d'étain en saumons, et est d'une qualité inférieure à celui des Indes.

Quels sont les caractères de l'étain?

L'étain est un métal d'un blanc argentin sombre; il est ductile, très fusible, très mou, et se laisse entamer par le couteau, et même par l'ongle.

Ce métal, d'une saveur très sensible, répand une odeur particulière lorsqu'on le frotte, et fait entendre, quand on le plie, un petit bruit qu'on appelle *cri* de l'étain.

L'étain, en contact avec l'air, perd son éclat, et devient gris. Si on le chauffe avec l'accès de l'air, il entre en fusion; sa surface se recouvre d'une poudre grise très fine, qui est un oxidule réductible par le charbon, et qui contient 0,10 d'oxigène.

Cet oxidule, chauffé au rouge pendant quelques heures dans un creuset, prend une plus grande proportion d'oxigène, acquiert de la blancheur, et se change, par l'agitation, en une poussière très fine, qui donne cette matière dont on se sert dans les arts pour polir les glaces, le cristal, et que l'on appelle *potée*

d'étain : c'est un oxide qui contient dix-huit à vingt pour cent d'oxigène.

La potée forme, par son mélange avec des substances vitrifiables, l'émail blanc qu'on applique à la surface des poteries et des faïences.

La combinaison de l'étain avec l'oxigène donne lieu, selon M. *Proust*, à deux états distincts d'oxidation, savoir : un *oxide jaune* au *minimum;* tel est celui qu'on obtient en traitant le métal à une chaleur très active, sous le moufle d'un fourneau de coupelle, ayant soin de remuer vivement; cet oxide, à l'état d'une grande pureté, est gris, et a l'éclat métallique; un *oxide blanc*, ou au *maximum;* celui-ci se forme par une dissolution à chaud de ce métal dans l'acide nitrique concentré; ce qui constitue la potée par la voie humide.

Les acides attaquent l'étain avec une énergie plus ou moins grande. L'acide sulfurique l'oxide plutôt qu'il ne le dissout : il y a, dans cette circonstance, dégagement de gaz sulfureux, volatilisation de soufre, si l'acide est concentré, et décomposition partielle d'eau, avec dégagement de gaz hydrogène, lorsqu'il est étendu : la dissolution de couleur, d'un brun noir quand elle est chaude, acquiert de la transparence par son refroidissement, et

fournit un oxide d'étain et une petite quantité de sulfate.

L'acide nitrique dissout complètement ce métal; il se produit, pendant l'opération, un grand dégagement de gaz nitreux, tandis qu'il se forme une quantité notable d'ammoniaque, dont la naissance est due à la rencontre de l'hydrogène de l'acide nitrique et de l'oxigène de l'eau.

De tous les acides connus, c'est le muriatique qui attaque l'étain avec le plus de violence: la dissolution est volatile, d'une odeur très fétide, et fournit, par l'évaporation, un sel cristallisable très employé dans l'art de la teinture, que l'on appelle muriate d'étain.

La dissolution muriatique d'étain, par son exposition à l'air, absorbe l'oxigène de l'atmosphère, et passe à l'état d'oxi-muriate d'étain, qu'on appelle vulgairement *liqueur fumante de Libavius*.

Pour l'obtention de ce muriate sur-oxigéné, on triture dans un mortier de marbre un amalgame composé de quatre parties d'étain et cinq de mercure, avec le même poids de sublimé corrosif. Ce mélange introduit dans une cornue de verre, on le distille à une douce chaleur, afin que le mercure ne puisse pas se volatiliser, pendant environ deux heures; il

passe une vapeur blanche, épaisse, dont une partie se condense dans le récipient, et l'autre au col de la cornue.

Ce muriate d'étain est extrêmement volatil, et produit, lorsqu'on l'expose au contact de l'air, des vapeurs visibles très âcres, très irritables, parcequ'il condense l'eau de l'atmosphère, avec laquelle il a une très puissante attraction; il se sublime et s'attache spontanément en cristaux blancs au haut des bouteilles où on le conserve. Son mélange avec une petite quantité d'eau l'empêche de fumer.

La combinaison du soufre et de l'étain fournit l'or mussif artificiel; substance que l'on emploie quelquefois en peinture, pour imiter le bronze, et fréquemment pour activer les effets de la machine électrique.

L'or mussif se prépare de plusieurs manières; on l'obtient communément par le procédé suivant :

Dans un mortier de cuivre, préalablement chauffé, on met deux cent cinquante grammes (huit onces) de mercure, sur lesquels on verse la même quantité d'étain fondu; on agite et on triture ce mélange jusqu'à ce qu'il soit entièrement froid; alors on mêle très exactement cet amalgame avec six parties de soufre et quatre de muriate d'ammoniaque; on intro-

duit le tout dans une cornue, que l'on pose sur un bain de sable ; on chauffe à un feu doux, jusqu'à faire rougir faiblement le fond de la cornue, et on entretient la chaleur en cet état pendant trois heures, et plus si cela est nécessaire : l'or mussif se sublime à la voûte du vaisseau en belles lames minces, friables, qui ont l'éclat et l'apparence de l'or.

Il est nécessaire, dans cette opération, de ne pas donner un degré de chaleur très considérable, parceque la volatilisation d'une portion du soufre nuirait à la beauté du produit.

On obtient de l'or mussif par voie humide, en précipitant la dissolution du muriate d'étain avec une solution de sulfure de potasse, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de dépôt.

L'étain, comme on le sait, est d'un très grand intérêt dans les besoins de la vie ; ses usages se sont multipliés depuis sur-tout que deux habiles chimistes ont prouvé que ce métal ne contenait pas, comme on l'avait avancé, de l'arsenic, ou qu'il en tenait des quantités si petites, qu'il ne pouvait pas agir d'une manière nuisible. Les médecins anglais l'emploient fréquemment pour l'intérieur comme anthelmintique. En France on le prescrit très rarement, et on agit fort bien, car ses produits sont souvent d'un effet très funeste.

2°. *Du Plomb.*

Qu'est-ce que le plomb?

Le plomb est un métal très répandu dans la nature, que l'on trouve dans plusieurs lieux de l'Europe, combiné avec différentes substances, mais jamais à l'état natif, ni à celui d'oxide pur et isolé.

Les mines de plomb existent particulièrement en France, en Angleterre, et en Allemagne, sous différens états; ce qui constitue plusieurs espèces, dont les principales sont le plomb *phosphaté*, le plomb *arsénié*, le plomb *sulfaté*, le plomb *molybdaté*, le plomb *carbonaté*, le plomb *chromaté* ou spathique, et le plomb *sulfuré* ou galène, indépendamment d'un grand nombre de variétés. Cette dernière mine est la plus commune et la plus riche, et c'est celle d'où l'on exploite la presque totalité du plomb que l'on trouve dans le commerce; elle contient presque toujours en même temps une certaine quantité d'argent.

Quels sont les caractères du plomb?

Le plomb est d'une couleur blanche sombre; c'est le plus doux des métaux; il est mou, pesant, peu élastique, très fusible, et facilement oxidable, même au contact de l'air; il est volatil, et répand une odeur particulière,

qu'on développe très bien par le frottement ou par la trituration.

Le plomb exposé au feu entre en fusion à un degré de chaleur très léger. Par le refroidissement il cristallise en pyramide à quatre faces. Lorsqu'à l'état de fusion on le triture vivement, et jusqu'à refroidissement, dans un mortier de fer chauffé, on produit la granulation du métal.

A une chaleur très violente le plomb se volatilise en partie.

Ce métal, chauffé au contact de l'air, s'oxide et se colore successivement en gris, en jaune, en rouge, et en brun; ce qui fournit différens oxides qui entrent dans la composition de plusieurs médicamens.

Le premier degré d'oxidation du plomb peut avoir lieu par le secours de l'air, de l'eau, et à l'aide de tout autre corps susceptible de fournir de l'oxigène. Le plus ordinairement on emploie la fusion à l'air libre pour l'opérer. A cet effet, on met la quantité que l'on veut de plomb dans une cuiller de fer, qu'on expose à l'action d'un feu modéré; le métal entre de suite en fusion; sa surface se couvre peu après d'une pellicule grisâtre, qui acquiert une couleur d'un vert jaunâtre par une longue agitation, et que l'on enlève, afin

de faciliter la formation d'une autre qu'on sépare également, et ainsi de suite jusqu'à la conversion totale du plomb en oxide gris au *minimum*, ou composé, comme le prétendent deux célèbres chimistes, par le mélange d'oxide jaune et de plomb métallique.

Ce premier oxide, calciné dans une capsule pendant deux heures à un feu capable de le faire rougir, acquiert une belle couleur jaune, et prend le nom de *massicot*.

Si l'on fait chauffer de nouveau l'oxide jaune, réduit en poudre fine, dans un fourneau de réverbère, et à une chaleur qui ne puisse pas revivifier le plomb, l'oxide augmente en couleur, et en prend bientôt une d'un beau rouge : on l'appelle, en cet état, *minium*, oxide de plomb rouge.

Les Anglais ont été long-temps en possession de nous fournir exclusivement cet oxide, parcequ'ils l'obtenaient beaucoup plus beau que nous; mais on est parvenu, dans ces derniers temps, à en faire, en France, d'une très belle qualité, et nos fabriques préparent tout celui qu'on emploie dans les arts.

L'oxide de plomb rouge, nouvellement préparé, fournit de l'oxigène avec assez de facilité, et il suffit alors de le distiller; mais lorsqu'il est ancien, ce fluide élastique y est mieux

combiné, et y adhère beaucoup plus fortement. On parvient cependant a le lui enlever, en le traitant, à l'aide du calorique, avec du charbon grossièrement pulvérisé, du flux noir, ou simplement du savon noir.

Si on expose de l'oxide rouge de plomb à l'action de l'acide nitrique à trente degrés, il se dissout en partie; il reste, après l'opération, une poudre brune brillante, qui est un oxide de plomb au *maximum* d'oxidation.

On prépare bien mieux l'oxide brun, en faisant passer dans de l'oxide rouge de plomb, délayé dans de l'eau, un courant de gaz oximuriatique, l'oxide se colore d'abord davantage, et finit par se dissoudre en entier. Cette dissolution étendue avec une grande quantité d'eau, ou traitée par la potasse, laisse précipiter cet oxide d'un brun très foncé, lequel est composé de 0,21 d'oxigène, et 0,79 de plomb.

L'oxide brun de plomb, chauffé modérément, donne du gaz oxigène pur, prend une couleur jaune, et se convertit, en dernier résultat, en litharge; mais si la chaleur est considérable, le plomb se réduit en peu d'instans.

Le minium, exposé à l'action d'une chaleur assez considérable pour le porter en une espèce

de demi-vitrification, se convertit en petites paillettes jaunes ou rouges, et forme la litharge d'or, ou la litharge d'argent, suivant que la nuance est plus ou moins foncée.

La litharge, ou oxide demi-vitreux de plomb, ne se prépare jamais dans les laboratoires; on l'obtient très en grand dans les arts, dans le traitement des mines de plomb, qui contiennent de grandes quantités d'argent, que l'on isole par la coupellation; ce qui donne lieu à la conversion du plomb en litharge.

Enfin, si l'on fait subir à l'oxide demi-vitreux, un coup de feu violent, il entre en fusion parfaite, et on obtient le verre de plomb.

Ce verre, de couleur jaune, a une très grande action sur les substances terreuses, et il pénètre facilement les creusets pendant sa fusion, et c'est cette active propriété qui le rend si difficile à obtenir à l'état de pureté.

Les oxides de plomb sont facilement réductibles, lorsqu'on les chauffe avec du charbon, ou toute autre matière combustible; on peut même, avec le gaz hydrogène, revivifier le métal.

Les oxides de plomb absorbent facilement l'acide carbonique de l'atmosphère, et se changent en carbonate de plomb, qui peut ensuite se dissoudre dans l'eau, et communiquer ainsi

à celle qui a séjourné dans les réservoirs faits de ce métal, des qualités évidemment nuisibles, et même d'un effet très dangereux.

La plupart des acides attaquent le plomb ; il en est cependant qui n'ont cette propriété qu'autant qu'ils sont chauds et très concentrés ; tel est, par exemple, l'acide sulfurique : il y a, dans ce cas, dégagement de gaz sulfureux, et formation d'un sulfate de plomb cristallisable. L'acide nitrique attaque ce métal à froid lorsqu'on le lui présente divisé ; la dissolution filtrée et rapprochée fournit de beaux cristaux de nitrate de plomb. Lorsqu'au lieu de plomb métallique on emploie, pour l'obtention du nitrate, de l'oxide rouge de plomb, il se dépose au fond du vase une certaine quantité d'oxide brun insoluble dans l'acide nitrique ; une autre portion d'oxide moins oxigéné se dissout dans l'acide, et forme un sel qui cristallise facilement par l'évaporation convenable de la liqueur surabondante. L'action de l'acide muriatique sur ce métal est peu sensible, même avec le secours du calorique, mais il agit singulièrement bien sur ces oxides ; c'est même en raison de sa très grande attraction avec eux que cet acide est habile à décomposer toutes les combinaisons de ce métal, lorsque toutefois celui-ci se trouve, comme nous

l'avons dit, à l'état d'oxide. L'action de l'acide acétique sur le plomb donne naissance à une substance qu'on fabrique en grand dans plusieurs ateliers, que l'on appelle dans le commerce *céruse*, et que les modernes ont nommée *oxide blanc de plomb par l'acide acétique*. On obtient dans les arts cet oxide en exposant à la vapeur de l'acide acétique des lames minces de plomb roulées en spirales, et placées dans des pots qu'on enfonce dans des tas de fumier, qui les chauffent jusqu'au quarantième degré, et même plus, par le seul effet du calorique qui se développe par la fermentation.

La dissolution des oxides de plomb dans l'acide acétique fournit un sel blanc cristallisable d'une saveur douce et sucrée, qu'on appelle acétate de plomb. (*Voyez* ce mot.)

Quels sont les usages du plomb?

Le plomb, quoique d'un effet très dangereux, est fréquemment usité; on l'emploie dans les arts sous toutes sortes de formes. Les pharmaciens combinent ses oxides avec de l'huile pour la préparation d'onguens solides, connus sous la dénomination très impropre d'emplâtres. Son administration à l'intérieur, comme astringent, est justement abandonnée en France.

5°. *Du Fer.*

Qu'est-ce que le fer?

Le fer, un des métaux le plus anciennement connu, et le plus nécessaire aux besoins de l'homme civilisé, est aussi celui que la nature a répandu avec le plus de profusion et le plus universellement. On le rencontre dans les trois règnes, dans les pierres, parmi les végétaux, et même avec nos humeurs qu'il vivifie. Il existe à la surface du globe, dans les profondeurs de la terre, dans les abîmes des mers, uni à une infinité de substances, et sous des formes très variées. C'est ainsi qu'on distingue douze à quinze espèces de mines de ce métal, dont les principales et les mieux connues sont : le *fer natif* (l'existence de cette espèce, excessivement rare, a été révoquée en doute par plusieurs minéralogistes, depuis sur-tout que la masse de huit cents kilogrammes que *Pallas* a vue en Sibérie, a été reconnue être des aérolithes) (1), le fer *arsenical* ou mispickel, le fer *oxidé*, le fer *carburé* ou plombagine, le fer *sulfuré* ou pyrite martiale, le

---

(1) On appelle aérolithes les pierres qui tombent du ciel.

fer *phosphaté* ou sydérite, le fer *sulfaté*, *chromaté*, *oligiste*, etc., etc.

Quels sont les caractères qui distinguent le fer ?

Ce métal, à l'état de pureté, est d'un blanc grisâtre et d'une dureté très considérable; il est ductile, très malléable, d'une saveur fortement stiptique, répand une odeur particulière par le frottement, et est susceptible d'acquérir des propriétés magnétiques.

Le fer, exposé à l'état de limaille sur des charbons ardens, ou plongé rouge dans du gaz oxigène, brûle en jetant des étincelles brillantes. Le choc subit des cailloux, comme on le fait avec le briquet, suffit même pour l'enflammer et le fondre. A une chaleur rouge, il se ramollit singulièrement; ce qui permet, dans les arts, de lui donner toutes sortes de formes, et de l'employer à un grand nombre d'usages.

Ce métal, comme nous l'avons déjà dit, est prodigieusement répandu; la plupart des substances minérales ne doivent leurs différentes couleurs, ou la variété de leurs nuances, qu'au fer. Les teintes si multipliées des marbres, celles d'un grand nombre de pierres précieuses, ne sont dues qu'à la présence des oxides de fer qui s'y trouvent; il en est de

même des substances terro-argileuses, et de la majeure partie des matières inorganiques.

Il paraît indubitable, c'est du moins l'opinion de plusieurs chimistes et naturalistes d'un grand nom, que les végétaux composent le fer, parcequ'on trouve ce métal dans les plantes qui ont été élevées dans de l'eau distillée, ou dont l'accroissement s'est opéré dans du sable très pur. M. *Cadet de Gassicourt* a consigné dans un fort bon mémoire des observations très judicieuses, qui militent singulièrement en faveur de cette opinion. Ce chimiste rapporte avoir vu dans les serres de Schoënbrunn, près Vienne, un *ficus stipulata scandens* qui avait déposé une certaine quantité de fer ochracé à la surface d'un mur où ses rameaux avaient végété; il s'est en outre assuré, par plusieurs expériences délicates faites par le concours de l'acide nitrique et du prussiate de chaux, et à l'aide d'un instrument de son invention qu'il appelle *précipitomètre*, que les cendres de plusieurs espèces de plantes incinérées avec beaucoup de soin, fournissent des proportions plus ou moins considérables de fer, dont les quantités ont été appréciées par le nombre de degrés marqués à l'échelle de son appareil. (*Voyez* le Bulletin de Pharmacie, mois de mars 1810.)

Le fer ne se trouve chez les animaux que dans la partie colorante du sang.

Le fer et le carbone peuvent être combinés dans des proportions bien différentes. Il résulte de cette combinaison le *fer de fonte*, si commun et si précieux, et deux autres substances particulières non moins intéressantes; la première, qu'on emploie dans la fabrication des crayons, s'appelle *carbure de fer* ou *plombagine*, lorsque le carbone y existe en grande proportion; la seconde, connue sous le nom d'*acier*, est celle où le fer prédomine.

L'acier proprement dit n'est que du fer auquel on a combiné, par le moyen de la cémentation et de la stratification, une certaine quantité de carbone; ce qui lui a donné une plus grande dureté, une élasticité plus considérable et une couleur moins livide ou plus blanche. Ces caractères généraux ne sont pas les seuls à l'aide desquels on parvient à distinguer l'acier d'avec le fer; on peut tout simplement, et le moyen est certain, toucher un point de la surface du métal avec un acide quelconque : la formation d'une tache noire très foncée dénote la nature du premier (acier); lorsqu'au contraire, il ne se manifeste aucun changement quant à la couleur, on conclut avec certitude que le métal est du fer pur.

Le fer contracte union avec une infinité d'autres substances : avec le soufre et le phosphore, ce qui donne lieu à des combinaisons qu'on appelle *sulfure* et *phosphure de fer;* il se combine aussi avec la plupart des métaux, et forme des alliages particuliers plus ou moins employés ; mais sa tendance pour l'oxigène est beaucoup plus marquée qu'avec toutes les autres substances, et il attire ce fluide élastique avec une très grande énergie : ce qui donne lieu à la formation de plusieurs oxides, sur l'état desquels les savans ne sont pas d'accord. M. *Proust* signale deux degrés seulement d'oxidation de ce métal, savoir : l'*oxide noir* (protoxide), l'*oxide rouge* (peroxide). M. *Thénard*, qui reconnaît, avec plusieurs chimistes, des degrés constans et invariables d'oxigénation, en distingue de trois sortes : l'*oxide vert*, l'*oxide rouge*, et l'*oxide blanc*. Enfin, M. *Berthollet*, et avec lui la plupart des chimistes français, en admettant des degrés illimités d'oxidation que le fer offre dans sa combinaison avec l'oxigène, veut qu'outre l'oxide au *minimum*, et celui au *maximum*, il existe des degrés intermédiaires que l'on peut aisément mentionner à l'aide de l'observation et de la pratique. En attendant que des expériences ultérieures aient fixé le

principe qui divise d'opinions les célèbres chimistes que nous avons cités, nous allons décrire très succinctement les différens modes de préparation qu'on suit pour l'obtention des oxides de fer en usage dans les pharmacies.

L'air sec agit peu ou pas du tout sur le fer; mais si on joint à son action celle de l'humidité, on forme le *safran de mars apéritif* des anciens, que les chimistes modernes appellent oxidule de fer.

La préparation de cet oxide consiste à mettre dans un plat très évasé de la limaille de fer, en ayant soin qu'il n'y en ait pas trop épais. On expose ensuite le vase à la rosée, et lorsqu'il y a une certaine quantité d'oxide de formé, on pulvérise la limaille dans un mortier de fer. La poudre jaunâtre qui en résulte est du safran de mars apéritif, c'est-à-dire de l'oxide de fer combiné avec de l'acide carbonique que le métal oxidé attire. Cette poudre, lorsqu'on la destine pour l'usage de la médecine, doit être passée au tamis de soie, et ensuite porphyrisée.

Le fer en barre, chauffé avec le contact de l'air, rougit et brûle; il s'en sépare par le refroidissement des parcelles écailleuses, qu'on appelle battitures de fer, lesquelles, réduites

en poudre, forment l'oxide noir de fer dont on se sert pour préparer l'oxide rouge (1).

A cet effet, on fait chauffer au rouge, dans un creuset ouvert, de l'oxide noir de fer, jusqu'à ce qu'il soit converti en entier en une substance pulvérulente d'un brun rougeâtre, que l'on nomme vulgairement *safran de mars astringent*, et que les modernes considèrent comme un oxide de fer rouge au *maximum*, contenant, d'après *Klaproth*, 0,33 d'oxigène.

Les oxides de fer entrent dans la composition de plusieurs médicamens ; on les emploie avec beaucoup de succès en médecine, sous le rapport de leurs propriétés emménagogues.

La plupart des acides dissolvent le fer ; l'acide nitrique concentré l'attaque avec une extrême facilité : il se dégage beaucoup de gaz nitreux, la plus grande partie du fer se dépose à l'état d'oxide rouge, et il reste fort peu de fer en dissolution ; il y a en outre, pendant l'opération, émission d'ammoniaque, dont la

---

(1) En chauffant pendant deux heures dans un creuset couvert, comme l'a indiqué M. *Vauquelin*, une partie d'oxide rouge de fer contre deux de limaille fine, on obtient également cet oxide noir. Dans cette opération l'oxide cède une partie de son oxigène au fer, et le tout passe à l'état d'oxide noir.

naissance provient de la décomposition partielle de l'acide et de l'eau qu'il contient.

Si, dans la dissolution nitrique de fer, on verse du carbonate de potasse bien saturé, il se produit de suite un précipité jaunâtre qui acquiert bientôt une couleur orangée très agréable. En agitant le mélange, le précipité disparaît entièrement, et la liqueur se colore en beau rouge. Cette dissolution de fer par le carbonate de potasse fournit un composé connu dans les pharmacies sous le nom de *teinture martiale alcaline de Stahl.*

L'acide muriatique dissout rapidement le fer. La décomposition de l'eau contenue dans l'acide ayant lieu dans cette circonstance, il se manifeste une grande effervescence à cause du dégagement de l'hydrogène; souvent aussi il se dépose une poudre noire de carbure de fer, quand le métal contient du carbone. La dissolution d'une belle couleur jaune donne du muriate de fer cristallisable et déliquescent.

L'acide carbonique dissout également bien le fer lorsqu'on le lui présente à l'état d'oxide: il résulte de cette action un carbonate de fer que l'on rencontre fréquemment dans la nature, et qui existe spécialement dans la plupart des eaux minérales ferrugineuses.

L'acide sulfurique concentré agit peu sur le fer, même à l'aide de la chaleur; mais lorsqu'il est étendu d'eau, il le dissout tumultueusement; l'eau, pendant l'opération, est décomposée, il se dégage du gaz hydrogène, l'oxigène se porte sur le métal, et l'oxide formé est dissous dans la partie d'acide non décomposée. Cette dissolution, filtrée et évaporée, fournit, par le refroidissement, un sel d'un beau vert d'émeraude, que l'on nomme dans le commerce couperose verte, vitriol martial, et que les modernes appellent *sulfate de fer.*

Quelles sont les règles à suivre dans la préparation du sulfate de fer ?

Ce sel, lorsqu'il est destiné à l'usage de la médecine, se prépare de toutes pièces dans les laboratoires, en versant sur de la limaille de fer de l'acide sulfurique étendu avec trois fois son poids d'eau, filtrant ensuite la dissolution, et la faisant évaporer et cristalliser.

Le sulfate de fer s'obtient en grand dans les fabriques par la lixiviation des pyrites martiales effleuries, et en faisant évaporer, puis cristalliser. On le produit encore par l'évaporation des eaux qui en contiennent de grandes proportions.

Quels sont les caractères du sulfate de fer ?

Le sulfate de fer se distingue par une belle

couleur verte transparente; il cristallise en rhomboïde, présente une saveur âcre très stiptique, et contient moitié son poids environ d'eau de cristallisation.

Ce sel, traité à une chaleur un peu active, se liquéfie et se dessèche en une masse pulvérulente de couleur grise, connue sous le nom de *vitriol calciné en blancheur*. L'action du feu continuée, cette matière laisse dégager de l'acide sulfureux, prend une couleur rouge foncée, et forme le *colcothar*.

La distillation du sulfate de fer calcinée en blancheur, dans une cornue de grès et à la chaleur d'un fourneau de réverbère, fournit d'abord une certaine quantité d'eau acide, puis de l'acide sulfurique, et en dernier lieu un liquide épais demi-concret, qu'on a nommé *acide sulfurique fumant*, *huile de vitriol glaciale*, à cause de la consistance qui lui est propre.

L'état cristallin de cet acide paraît provenir d'une grande quantité d'acide sulfureux qui lui est combiné; car, lorsqu'on dégage celui-ci par une douce chaleur, l'acide sulfurique reprend la fluidité qui lui appartient dans son état naturel.

Le sulfate de fer exposé à l'air attire l'oxigène, jaunit, perd son eau de cristallisation,

et devient pulvérulent. M. *Proust* a fait voir, il y a peu de temps, que la poudre obtenue par l'action de l'air sur ce sel, pouvait être convertie par une plus grande quantité d'oxigène en sulfate rouge insoluble, qui contient le fer à l'état d'oxide rouge. Ce chimiste a encore reconnu qu'on pouvait changer le sulfate vert en sulfate rouge, non seulement par son oxigénation à l'air, mais encore en le faisant dissoudre dans de l'eau aérée, ou en agitant sa solution avec l'eau dans l'air, ou mieux encore en le traitant avec de l'acide nitrique, de l'acide oxi-muriatique, ou tout autre corps susceptible de lui fournir de l'oxigène. Ces phénomènes exactement observés et reconnus bien positifs, les chimistes ont admis, avec le savant qui les a spécifiés, deux espèces de sulfate de fer, qui diffèrent essentiellement l'un de l'autre. L'un est rouge, et contient l'oxide au *maximum* (0,48 d'oxigène); l'autre, vert ou moins oxigéné, admet l'oxide au *minimum* (0,27 d'oxigène).

Plusieurs autres propriétés chimiques très manifestes, permettent d'établir rigoureusement les caractères qui différencient chacun de ces sels. D'abord, le sulfate de fer rouge ne cristallise pas; le sulfate vert est cristallisable : le sulfate rouge est dissoluble dans

l'alcohol, et très déliquescent. L'effet contraire a lieu pour le vert; l'acide gallique le précipite en beau noir : le sulfate vert nouvellement préparé, soumis à la même épreuve, ne fournit presque pas de couleur noire, et c'est sur la connaissance de cette propriété qu'est fondée la célébrité dont jouit l'encre de quelques fabricans.

M. *Thénard*, par une conséquence nécessaire des trois degrés d'oxidation qu'il a reconnus dans ce métal, et en vertu de la propriété qui caractérise, selon lui, l'oxide blanc, l'oxide vert, et l'oxide rouge, d'être habiles à se combiner avec des proportions plus ou moins grandes d'acide sulfurique, et de former ainsi des sels bien différens qu'il a observés avec une extrême attention, adopte et distingue six espèces de sulfates de fer, savoir :

1°. Le *sulfate acidule blanc;* 2°. le *sulfate acide;* 3°. le *sulfate acidule de fer vert;* 4°. le *sulfate acide de fer vert;* 5°. le *sulfate acide de fer rouge;* 6°. le *sulfate neutre de fer rouge.* (*Voyez* la manière d'obtenir ces différens sels, et les propriétés qui les distinguent, dans le n°. 89 du Bulletin des Sciences, et dans le dictionnaire de Chimie de M. *Klaproth.*)

Le sulfate de fer ordinaire est décomposable par toutes les substances terreuses et alcalines.

Avec le carbonate de potasse, il se forme un sulfate de potasse et un carbonate de fer qui se précipitent sous forme d'une couleur brune; par l'ammoniaque, on obtient un précipité bleuâtre; avec l'eau de chaux, le précipité est abondant et jaunâtre.

Un grand nombre de substances végétales, telles que la noix de galle, le sumac, le brou de noix, le thé, le quinquina, précipitent le sulfate de fer en noir : c'est ce moyen que l'on emploie pour faire les encres.

Le fer et ses oxides décomposent plusieurs sels, à l'aide de procédés qu'on modifie d'après la nature de ceux sur lesquels on opère. Avec le muriate d'ammoniaque, on obtient un composé que l'on nomme *fleurs de sel ammoniac martiales, ens martis*. La préparation de ce sel consiste à sublimer, pendant quatre heures environ, dans de grands creusets, deux cent cinquante grammes (huit onces) de muriate d'ammoniaque sec et pulvérisé avec cent vingt-huit grammes (quatre onces) de limaille de fer porphyrisée : le sel s'attache au creuset supérieur, coloré en beau jaune.

L'action du fer sur la potasse et la soude donne, à l'aide d'une très haute température, deux substances métalliques qui ont fixé, dans ces derniers temps, l'attention des chi-

mistes les plus célèbres, et que l'on a nommées *potassium* et *sodium*. (*Voyez* les articles *Potasse* et *Soude*.

Quels sont les usages du fer?

Les usages du fer dans les arts sont si connus et si multipliés, qu'il serait, sinon superflu, au moins fort inutile de faire ici l'énumération détaillée des services importans qu'il rend à la société. En médecine on l'emploie sous toutes sortes de formes, et dans différens états; il fait la base d'une foule de médicamens précieux, dont l'efficacité a été signalée depuis un temps immémorial.

4°. *Du Cuivre.*

Qu'est-ce que le cuivre?

Le cuivre, que les alchimistes ont décoré du beau nom de *Vénus*, est un métal que la nature a répandu avec une extrême prodigalité, et que l'on rencontre à l'état pur ou natif, allié avec plusieurs métaux, tels que le fer, l'antimoine, l'argent, l'arsenic et le soufre, et très souvent combiné avec l'oxigène, les acides carboniques, sulfuriques, muriatiques, phosphoriques, et arseniques; ce qui donne lieu à dix espèces de mines, indépendamment de plusieurs variétés.

La mine de cuivre sulfureux, la plus riche

et la plus facile à exploiter, est aussi celle dont on retire tout le cuivre employé dans les arts. Le premier produit des travaux en grand de la fonte du minerai se nomme *matte;* le second, qui résulte du grillage réitéré du matte, fournit le *cuivre noir;* la troisième opération, dont l'objet est d'allier le cuivre précédent à une certaine quantité de plomb, donne les *pains de liquation;* le quatrième et dernier travail renferme la fusion des pains de liquation pour en séparer le cuivre, ainsi que pour opérer sa purification et son raffinage, afin d'obtenir le *cuivre rosette* du commerce.

Quels sont les caractères du cuivre?

Le cuivre est un métal d'une couleur rouge particulière, d'une saveur nauseuse très stiptique, et d'une odeur désagréable, qu'on développe facilement par le frottement; il est élastique, compressible, très ductile, et bon conducteur de l'électricité et du galvanisme.

Ce métal exposé à l'action de l'air humide, y perd peu à peu son éclat, brunit, et se recouvre d'une couche verte, composée d'acide carbonique et d'oxide de cuivre.

Le cuivre se fond à une chaleur rouge, et cristallise par un refroidissement lent en pyramides quadrangulaires. A un degré de feu

très considérable, il se volatilise, et brûle avec une flamme verte.

Chauffé à une douce chaleur au contact de l'air, sa surface se nuance de toutes les couleurs de l'iris; mais si l'action du calorique est suffisante pour le porter jusqu'à l'incandescence, il brunit, s'oxide, et donne des écailles noirâtres qui se détachent sous le choc du marteau, et forment ce qu'on nomme *æs ustum*, batitures de cuivre; substance que les modernes considèrent comme un oxide au *maximum*, contenant 0,20 d'oxigène. On obtient encore cet oxide en plongeant une plaque de cuivre rouge de feu dans de l'eau froide, ou bien en décomposant le sulfate de cuivre par la potasse, et faisant rougir au feu le précipité, qu'on a soigneusement lavé, pour enlever l'eau qu'il pourrait avoir retenue.

La préparation de l'oxide de cuivre au *minimum*, consiste à verser sur un mélange composé de 57,5 d'oxide noir, et de 50 de cuivre très divisé, qu'on a trituré quelques instans dans un mortier, et introduit ensuite dans un flacon, de l'acide muriatique en quantité suffisante pour opérer sa dissolution, et à précipiter la liqueur avec une solution saturée de potasse: le protoxide de cuivre qui se dépose en jaune orangé contient 0,11,5 d'oxigène.

Le cuivre s'unit avec la plupart des métaux, et forme des alliages plus ou moins usités dans les arts.

L'alliage du cuivre avec l'arsenic et la potasse fournit un métal argentin très aigre, qu'on appelle *tombac blanc*.

La combinaison du zinc avec le cuivre, dans des proportions différentes, donne le laiton, le pinchebec; le tombac jaune, le similor, ou or de Manheim; le métal du prince, et le cuivre jaune; ce dernier cependant n'est pas préparé dans les arts avec le zinc pur : on emploie ordinairement, pour le fabriquer, l'oxide de zinc natif, qu'on nomme pierre calaminaire.

L'union de deux parties de cuivre rouge et d'une partie de cuivre jaune, donne un métal très brillant, qui a la plus grande ressemblance avec l'or, et qu'il est facile de confondre avec lui, quant à l'aspect.

L'alliage de l'étain avec le cuivre rend celui-ci, comme tout le monde sait, bien plus dur et beaucoup plus sonore. Cette combinaison, selon qu'on a employé des quantités plus ou moins grandes de chacun des deux métaux, fournit le bronze dont on se sert pour les statues et les canons, et le métal des cloches : celui-ci se compose de soixante-quinze parties de cuivre et de vingt-cinq parties d'étain.

Lorsque, comme cela se pratique tous les jours, on ne fait que recouvrir la surface du cuivre préalablement décapée, d'une couche d'étain, on forme l'étamage, ou bien le zincage si au lieu d'étain on emploie le zinc. Cette dernière méthode est de beaucoup préférable à l'étamage, en ce que le zinc se combine plus intimement avec le cuivre, qu'il se divise plus uniformément, et qu'il est moins fusible que l'étain, et il serait bien nécessaire qu'on la pratiquât exclusivement.

Tous les acides attaquent et dissolvent le cuivre, mais avec plus ou moins d'énergie. L'action de l'acide nitrique est violente, même à froid; il se produit pendant l'opération une grande quantité de gaz nitreux. L'acide muriatique concentré, aidé de la chaleur, dissout complètement ce métal; la dissolution, de couleur verdâtre, fournit, par l'évaporation, des cristaux de muriate de cuivre. L'acide sulfurique n'a d'action sur le cuivre que lorsqu'il est très concentré et bouillant. Cette dissolution, rapprochée au point convenable, donne le sulfate de cuivre, qu'on nomme dans les arts *vitriol bleu*, *vitriol de Chypre*, *vitriol de Vénus*, etc.

De quelle manière prépare-t-on le sulfate de cuivre?

Ce sel se prépare ordinairement en grand dans le commerce par l'évaporation de quelques eaux qui en tiennent en dissolution, ou mieux par la décomposition des pyrites cuivreuses effleuries. Quand on veut le composer dans nos laboratoires, on opère de la manière suivante :

On met dans une cucurbite de verre trente-deux grammes (une once) de limaille de cuivre; on verse dessus quatre fois son poids d'acide sulfurique concentré; on fait chauffer sur un bain de sable jusqu'à siccité; on étend ensuite la masse grise obtenue dans une suffisante quantité d'eau distillée et chaude; on filtre la liqueur bleue qui en résulte; on la fait évaporer jusqu'à pellicule, puis cristalliser en un lieu frais.

Quels sont les caractères du sulfate de cuivre?

Ce sel a une belle couleur bleue, et une saveur stiptique très forte; il est insoluble dans l'alcohol, et dissoluble dans quatre parties d'eau à dix degrés de température. Exposé à un feu léger, il se fond, perd une partie de son eau de cristallisation, et se change en une poudre d'un blanc bleuâtre.

Les cristaux de ce sel présentent la forme de parallélipipèdes obliquangles, perdent, par l'action de l'air, leur transparence, et se

recouvrent d'une poussière blanchâtre très abondante.

Le sulfate de cuivre peut être décomposé par les bases salifiables, terreuses et alcalines : il se forme, dans tous les cas, un précipité d'un blanc bleuâtre, lequel, séché au contact de l'air, acquiert une couleur verte, dont la formation paraît due à l'absorption de l'acide carbonique. Le phosphore le décompose également, de même que le fer et le zinc, qui précipitent le cuivre. L'ammoniaque donne aussi un précipité très considérable, mais qui est dissous presque au même instant qu'il est formé lorsqu'il y a excès de cet alcali. La dissolution qui résulte de cette action est d'une belle couleur bleue, et se nomme dans les pharmacies *eau céleste*.

Cent parties de sulfate de cuivre sont composées, selon M. *Proust*, d'acide sulfurique 33, d'oxide noir de cuivre 32, et d'eau 35.

L'acide acétique dissout très imparfaitement le cuivre; mais avec l'accès de l'air, il le corrode, et le convertit en un oxide qu'il peut ensuite dissoudre. La dissolution évaporée avec les précautions convenables, fournit des cristaux transparens d'un vert foncé, que l'on appelle *acétate de cuivre*, *cristaux de cuivre*, *vert de gris purifié*.

Le vert de gris du commerce se prépare à Montpellier, et dans plusieurs autres pays vignobles, en disposant des lames de cuivre décapées, et préalablement chauffées, sur du marc de raisin fermenté, et en ratissant au bout d'un certain temps la quantité d'oxide formé. (*Voyez*, pour la fabrication de cette substance, la Chimie appliquée aux Arts de M. Chaptal, tom. IV, pag. 238 et suiv.)

Le cuivre décompose plusieurs substances salines. La sublimation, par le moyen de deux terrines ajustées l'une sur l'autre et soigneusement lutées, d'un mélange de cuivre ou d'oxide de cuivre avec du muriate d'ammoniaque, fournit une substance colorée en jaune verdâtre, que l'on connaît dans les pharmacies sous le nom de *fleurs de sel ammoniac cuivreuses*, *ens Veneris*.

Quels sont les usages du cuivre?

Le cuivre, comme tout le monde le sait, sert à une foule d'usages. On en fait des monnaies, des instrumens de musique et de physique, des ustensiles de cuisine, et toutes sortes de vases extrêmement utiles. Ses différentes combinaisons et ses oxides sont employés dans les arts, spécialement pour la peinture à l'huile, dans la confection des faïences et des porcelaines. Il fournit aussi quelques composés à

l'art de guérir, mais d'un effet si violent et si dangereux, même à l'extérieur, que la plupart des médecins les ont rejetés de leur pratique.

CINQUIÈME SECTION.

MÉTAUX DUCTILES, MAIS TRÈS DIFFICILEMENT OXIDABLES.

1°. *De l'Argent.*

Qu'est-ce que l'argent ?

L'argent est un métal d'un blanc très éclatant que la nature présente quelquefois pur, et fréquemment mêlé à beaucoup d'autres mines, ou à l'état de combinaison avec plusieurs substances qui le minéralisent.

On distingue cinq espèces principales de mines d'argent, avec un grand nombre de variétés, savoir : 1°. l'*argent natif*, ou vierge ; 2°. l'*argent antimonial;* 3°. l'*argent sulfuré*, ou vitreux des minéralogistes ; 4°. l'*argent antimonié sulfuré* (argent rouge des anciens) ; 5°. l'*argent muriaté*, appelé autrefois argent corné.

L'exploitation des mines d'argent s'opère par des procédés qui varient d'après l'espèce et la nature de celle sur laquelle on agit ; quelquefois on la pratique par le simple amalgame

de l'argent natif avec du mercure, et on sépare ensuite celui-ci par la distillation. Dans quelques autres circonstances on fait griller le sulfure et arseniure d'argent, et on fond ensuite avec du plomb pour purifier le métal par la coupellation (1). Souvent encore, et lorsque l'on traite une mine d'argent peu riche et alliée au cuivre, on la fait fondre avec une certaine quantité de plomb pour former des *pains de liquation*, que l'on chauffe ensuite de manière à produire la fusion du plomb, qui entraîne avec lui l'argent : on a recours à la liquation (2) pour isoler le plomb.

Quels sont les caractères de l'argent?

L'argent, à l'état de pureté, est un métal sans odeur ni saveur, inaltérable à la lumière, peu dur, et très sonore; il est bon conducteur de l'électricité et du galvanisme, éminemment malléable et ductile, et cristallisable en pyra-

---

(1) La coupellation est une opération par laquelle on sépare l'argent de tous les métaux avec lesquels il est allié, excepté l'or, en le faisant fondre avec du plomb dans un petit vase peu profond, fait d'os calcinés, qu'on nomme *coupelle*.

(2) La liquation a pour objet la séparation, à l'aide de la chaleur, d'un ou plusieurs métaux alliés de quelques autres qui sont moins fusibles.

mide quadrangulaire, lorsque fondu on le laisse refroidir lentement.

Ce métal, quand il est exempt d'alliage, n'est pas altéré par l'action de l'air, et si sa surface s'y ternit, on doit en attribuer l'effet à la présence de quelque fluide élastique répandu dans l'atmosphère, et notamment à celle du gaz hydrogène sulfuré; ce qui donne lieu, suivant M. *Proust*, à la formation d'un vrai sulfure d'argent.

Exposé à l'action d'une chaleur un peu forte, l'argent rougit et se fond ensuite; alors il est très éclatant, et lance des jets de lumière extrêmement brillans, que les essayeurs appellent *éclair de l'argent* ou *coruscation*. A une très haute température, ce métal bouillonne à la manière d'un liquide, et se volatilise ensuite; à une chaleur très violente, il brûle avec une flamme blanche verdâtre, et fournit une petite quantité d'oxide verdâtre et facilement réductible, même à la lumière du soleil.

C'est à l'aide des acides, et particulièrement par l'action du nitrique, que l'on obtient l'oxidation de ce métal, dont M. *Proust* admet deux degrés distincts, savoir : l'oxide au *maximum*, qui contient 0,9 $\frac{1}{2}$ d'oxigène, et l'oxide au *minimum*, qu'on forme en faisant bouillir

une dissolution concentrée de nitrate d'argent avec de l'argent réduit en poudre fine (1).

L'argent se combine avec le soufre, le phosphore, et avec une infinité de métaux, et forme des sulfures et phosphures d'argent, et des alliages plus ou moins usités.

Il noircit par les sulfures alcalins, l'hydrogène sulfuré, les exhalaisons animales fétides, les œufs cuits, et par l'action de plusieurs autres substances.

Beaucoup d'acides attaquent l'argent, quoiqu'avec moins d'énergie que les autres métaux. Avec l'acide sulfurique concentré et chaud, on obtient une dissolution qui fournit par l'évaporation des cristaux de sulfate acide d'argent très caustique.

L'acide nitrique agit sur lui avec véhémence; la dissolution est incolore si l'acide employé a été soigneusement privé d'acides muriatique et sulfurique, et bleue ou verte, lorsque l'argent n'est pas pur, et qu'il contient

---

(1) Quand on veut pulvériser de l'argent dans les pharmacies, on broie sur un porphyre une certaine quantité d'argent en feuilles avec du miel blanc; on opère ensuite la solution de cet excipient avec de l'eau pure, et l'argent se précipite à l'état d'une grande division.

du cuivre. Cette dissolution évaporée jusqu'à pellicule avec l'attention requise, fournit du nitrate d'argent, qui sert à préparer un médicament très usité, que l'on appelait anciennement *pierre infernale*, et aujourd'hui *nitrate d'argent fondu*.

Quelles sont les règles à observer dans la préparation du nitrate d'argent fondu?

Pour l'obtention de cette substance, on prépare d'abord la dissolution de la manière suivante : on prend de l'argent de coupelle, ou mieux de celui obtenu par la réduction du muriate d'argent; on le met dans un matras d'une grande capacité, à cause de l'action tumultueuse qui se produit; on verse dessus une suffisante quantité d'acide nitrique très pur : l'argent se dissout rapidement, et il se dégage une grande quantité de gaz nitreux. La dissolution opérée, et très incolore, on la fait évaporer jusqu'à siccité dans une capsule de porcelaine, et on obtient une masse cristalline que l'on appelait autrefois *cristaux de lune*, *nitre lunaire*. Ces cristaux, en lamelles hexagones, offrent quelquefois à leur surface un aspect métallique, paraissent être formés par la réunion d'une infinité de petites aiguilles très fines, et ont une saveur acide si caustique, qu'ils cautérisent fortement l'épiderme, et le

teignent en noir; on les introduit dans un creuset de Hesse, ou le fond d'une cornue de verre, et on chauffe doucement au bain de sable; le sel se liquéfie d'abord, se boursouffle considérablement par l'évaporation de son eau de cristallisation, bouillonne ensuite, puis reste fondu comme une cire liquide; c'est alors qu'on le coule dans une lingotière de fer huilée, où, en se figeant, il prend la forme de petits cylindres de la grosseur d'un tuyau de plume, que l'on doit détacher et conserver dans des bouteilles exactement bouchées.

Nous recommandons dans cette opération d'employer de préférence de l'argent obtenu par la réduction du muriate d'argent, parceque c'est le plus pur qu'on puisse obtenir, et par conséquent celui qui convient davantage pour la préparation de ce composé, qui est usité dans des circonstances très délicates. On a remarqué d'ailleurs que, lorsque le métal employé n'était pas d'une extrême pureté, et qu'il tenait quelques atomes de cuivre, le nitrate d'argent obtenu avait une couleur verte étrangère; qu'il attirait puissamment l'humidité de l'air; et que, d'un effet très dangereux, il donnait lieu à des plaies d'un très mauvais caractère, lorsqu'on l'applique sur les ulcères.

Quand on est dans l'impossibilité de se procurer de l'argent dans son dernier degré de pureté, et qu'on soupçonne dans sa dissolution la présence du nitrate de cuivre, on y remédie autant que possible, en séparant de la masse cristalline produite par l'évaporation de la dissolution, les cristaux verts et très dissolubles de sel cuivreux formé, et en lavant le nitrate d'argent dans une très petite quantité d'eau, que l'on absorbe ensuite par le secours du papier Joseph, de manière que ce sel reste sans altération, et parfaitement intact.

Quels caractères doit avoir le nitrate d'argent fondu, lorsqu'il a été préparé avec soin?

Il faut qu'il soit d'une couleur grise noirâtre extérieurement; qu'il présente dans sa cassure des cristaux à aiguilles rayonnées, qui se prolongent du centre à la circonférence; il doit, en outre, être peu fragile, légèrement sonore, et ne pas attirer l'humidité de l'atmosphère.

Le nitrate d'argent est décomposable par les matières terreuses et alcalines, par le gaz hydrogène et le phosphore, par plusieurs acides, et beaucoup de sels, soit sulfates ou muriates.

L'action de l'ammoniaque sur ce nitrate donne naissance à un sel triple, qui jouit de propriétés singulières, et qui produit des effets

très extraordinaires : on l'appelle *argent fulminant* ou *oxide d'argent ammoniacal.*

On prépare l'argent fulminant comme il suit : on précipite une dissolution nitrique d'argent à douze deniers par le moyen de l'eau de chaux ; on filtre et on sèche le précipité à l'air, ou à une douce chaleur, sur un papier gris ; on verse ensuite sur cet oxide sec de l'ammoniaque caustique très pur ; après dix à douze heures de repos, on décante la liqueur avec beaucoup d'attention, et on porte doucement et sans secousse la poudre noirâtre qui s'est déposée sur des petits feuillets de papier Joseph, en observant de la distribuer par petites parties. Ce précipité, même encore humide , fulmine avec une extrême violence lorsqu'on le touche avec un corps dur, ou seulement par la chûte d'une goutte d'eau, et occasionne des accidens si effroyables, qu'on est dans la nécessité d'apporter à sa préparation des soins très minutieux. Ces effets sont dus, à ce qu'il paraît, à l'excessive tendance qu'a l'oxide d'argent pour décomposer l'ammoniaque, et ils ont pour cause la combinaison de l'hydrogène de l'ammoniaque avec l'oxigène de l'acide, d'où il résulte de l'eau, tandis que l'azote libre se dégage.

Les usages de l'argent sont si connus et si

multipliés, que nous croyons qu'il est au moins inutile d'en tracer ici le tableau.

2°. *De l'Or.*

Qu'est-ce que l'or?

L'or est un métal précieux que l'on trouve dans différens lieux de la terre, et que la nature offre presque toujours, à l'état métallique, en masse d'un poids considérable, ou bien en petits grains, en lames pailletées, sous la forme de cristaux octaèdres ou pyramidaux, et très fréquemment dispersé dans une gangue quartzeuse, ou allié à de l'argent, du cuivre, du fer, et du mercure, mais jamais minéralisé, proprement dit, par aucune substance.

Plusieurs fleuves des Indes et de l'Europe charrient ce métal, et on l'exploite depuis bien long-temps des sables aurifères du Rhin, de l'Arriége, de la Garonne, et surtout du Rhône. On le rencontre aussi très souvent dans le produit des végétaux incinérés, et même parmi quelques substances animales, telles, par exemple, que dans les ailes des cantharides.

Quels sont les caractères qui distinguent l'or?

L'or est d'un jaune brillant, quand il est poli; il est sans odeur, sans saveur, peu élas-

tique, peu sonore, très pesant, bon conducteur du calorique et de l'électricité, et le plus ductile et le plus tenace de tous les métaux.

La ductilité de l'or est si prodigieuse qu'une once de ce métal peut dorer très parfaitement un fil d'argent de quatre cent quarante-quatre lieues; sa ténacité non moins considérable, est telle qu'un fil d'or d'un dixième de pouce de diamètre, soutient, sans se briser un poids de cinq cents livres.

L'or est peu dur et peut être facilement entamé par le couteau; cependant, il est, après le platine, le métal le plus difficile à fondre. Porté à l'état de fusion, par une température de trente-deux degrés du pyromètre de *Wedgwood*, et refroidi lentement et avec beaucoup de précaution, il cristallise en pyramide à quatre faces. A une chaleur violente telle que celle que produit le foyer d'un miroir ardent, il bouillonne et se volatilise.

L'action de la lumière, de l'air et de l'eau, n'occasionne aucun changement sensible sur ce métal, et pour l'oxider, il faut employer la chaleur de la lentille ardente, ou bien exposer, comme on l'a pratiqué avec succès, une feuille d'or, placée entre deux cartes, à l'action d'une forte commotion electrique; il se produit de

cette manière, un oxide vitrifiable d'une belle couleur pourpre.

Il est soluble dans les acides nitro-muriatiatique (eau régale), oxi-muriatique et nitrique, chargés de gaz nitreux, et par les sulfures alcalins. L'action des deux premiers acides, donne une dissolution d'un beau jaune qui fournit, par l'évaporation jusqu'à pellicule, un muriate d'or prismatique déliquescent et très âcre.

La dissolution muriatique d'or est décomposable par le phosphore, le gaz hydrogène et les substances terreuses et alcalines. Le précipité, produit par l'ammoniaque, donne un oxide d'or ammoniacal, que l'on appelle *or fulminant*, à cause de la détonation extraordinaire qu'il produit lorsqu'on le chauffe légèrement.

L'or est encore précipité de sa dissolution par plusieurs métaux, et généralement par toutes les matières qui ont une plus grande tendance avec l'oxigène qu'il n'en a lui-même. Le précipité qui se forme lorsqu'on plonge une lame d'étain dans la dissolution nitro-muriatique de ce métal, ou mieux encore quand on y mêle une solution de muriate d'étain étendu et nouvellement préparé, se nomme *précipité pourpre de Cassius*. Il est employé

dans la dorure des porcelaine et faïence fine.

Enfin l'alcohol, les huiles et l'éther ont aussi la faculté d'enlever l'oxide d'or à l'acide muriatique, et de s'en charger. Par l'intermède de ce dernier, on a formé anciennement un remède qui a joui, pendant bien des années, d'une réputation extrêmement brillante, même parmi les grands de la cour, et que l'on a débité sous le nom imposant de *teinture d'or*, *gouttes d'or du général Lamotte*.

L'or oublié depuis nombre d'années et tombé dans la plus parfaite désuétude, quant à son emploi médical, semble avoir reconquis, dans ces derniers temps, son ancienne faveur, depuis que M. *Chrétien*, professeur à l'université de Montpellier et praticien célèbre, a fait connaître son emploi dans le traitement des maladies vénériennes et lymphatiques. M. *Figuier*, professeur de chimie dans la même ville, ayant, sur l'invitation de l'auteur de la découverte, donné dans le Bulletin de Pharmacie, le *Modus faciendi* des différentes préparations de ce métal, récemment recommandées, nous croyons devoir rapporter ici les formules telles qu'elles ont été publiées, afin de faciliter aux pharmaciens qui n'auraient pas la commodité de se procurer la feuille où se trouvent consignés les procédés, le moyen de fournir

ces composés, qui vraisemblablement vont éveiller l'attention de plusieurs médecins modernes.

1°. *Oxide d'or précipité par l'étain.* On verse sur une partie d'or pur grenaillé et mis dans un matras à col long et étroit, huit à dix parties d'acide nitro-muriatique fait avec partie égale d'acide nitrique et d'acide muriatique. Le mélange de ces deux acides s'opère dans le matras qui contient l'or, lequel est posé sur un bain de sable, et pourvu d'un petit vaisseau de rencontre pour empêcher la volatilisation de l'acide : lorsque l'effervescence produite par le mélange des deux acides est passée, on chauffe le bain de sable de manière à faire bouillir légèrement la liqueur. La dissolution entièrement terminée, on reconnaît si elle est neutre ou avec excès d'acide, en y ajoutant une petite quantité d'or dont le poids est connu. Si l'acide agit, on accélère son action, à l'aide de la chaleur; dans le cas contraire, on décante la dissolution neutre, on la fait évaporer dans une capsule de verre jusqu'à consistance de sirop clair, on alonge cette dissolution de vingt fois son poids d'eau distillée, on filtre dans un vase de verre, et on jette dans la liqueur de l'étain pur laminé, jusqu'à ce que ce métal, en n'altérant plus la transparence de la

dissolution, cesse de précipiter de l'oxide d'or; alors on en retire l'étain non dissous, on filtre la liqueur contenant le précipité, on lave celui-ci avec de l'eau distillée jusqu'à ce que la liqueur passe claire et sans saveur; on fait sécher à l'ombre le dépôt obtenu, on le réduit en poudre impalpable par le moyen d'un tamis, et on le conserve dans un flacon de cristal.

Ce précipité d'une couleur pourpre, s'emploie en friction à la dose d'un décigramme.

2°. *Oxide d'or précipité par la potasse.* On verse dans une dissolution d'or, obtenue avec les précautions que nous avons rapportées ci-dessus, évaporée et étendue avec de l'eau pure, une solution de sous-carbonate de potasse; il se forme de suite un précipité floconneux d'un jaune brun, qui devient bientôt d'un pourpre très intense. Il est infiniment important d'éviter de mettre un excès d'alcali, parce qu'il y aurait dissolution d'une partie d'oxide d'or.

Le précipité produit en totalité, on filtre la liqueur, on y verse une petite quantité d'acide nitrique; s'il se forme un nouveau dépôt, on le laisse se rassembler, on le jette sur le même filtre, on essaie la liqueur avec le sous-carbonate de potasse, afin que, dans le cas où il s'en formerait un troisième, on puisse le sé-

parer du liquide comme le précédent. Enfin on doit répéter alternativement et chaque fois avec une minutieuse exactitude, l'affusion de l'acide ou de l'alcali, jusqu'à ce qu'en dernière analyse, il ne se produise plus aucun précipité par l'un ou l'autre de ces agens. Dans ce cas, on lave l'oxide qui est sur le filtre avec de l'eau distillée; on le fait sécher, on le pulvérise, et on le conserve à l'abri de l'air et de la lumière, comme l'oxide précipité par l'étain.

Cet oxide ainsi obtenu, est d'une couleur pourpre, et infiniment plus léger que celui par l'action de l'étain.

3°. *Muriate triple d'or et de soude.* Dans une dissolution nitro-muriatique d'or neutre, étendue avec de l'eau pure, on jette un poids de muriate de soude desséché égal à celui de l'or dissous. On fait chauffer le mélange, afin de faciliter l'action du muriate alcalin, et on procède ensuite à l'évaporation à un feu doux jusqu'à siccité; on pulvérise le sel encore chaud dans un mortier de verre, et on le conserve dans un flacon hermétiquement bouché.

4°. *Or divisé.* On triture dans un mortier de marbre ou de porcelaine, pendant le temps nécessaire pour opérer l'amalgame, une partie d'or fin en feuille, et six parties de

mercure révivifié de cinabre; on sépare ensuite le mercure par l'action du calorique, ou par l'acide nitrique; on lave, on sèche, et on pulvérise dans un mortier de verre.

On peut encore, comme cela se pratique quelquefois dans les pharmacies, diviser l'or en le triturant à l'état de feuilles minces, dans un mortier de verre, avec du miel blanc, ou du mucilage de gomme arabique; on liquéfie ensuite le miel par l'eau chaude, et l'on obtient l'or en poudre sur un filtre.

SIXIÈME SECTION.

DES EAUX MINÉRALES NATURELLES ET ARTIFICIELLES.

Qu'est-ce que l'eau minérale?

L'eau minérale est un liquide chargé de substances étrangères, qui ont les propriétés d'agir d'une manière plus ou moins efficace sur l'économie animale.

Quelles sont les substances que contiennent les eaux minérales?

Les substances qui se trouvent le plus généralement dans ces eaux sont: 1°. les sulfates de soude, de chaux, de magnésie, le sulfate acide d'alumine et de potasse; 2°. les muriates de soude, de chaux, de magnésie, de po-

tasse, et quelquefois de barite; 3°. les nitrates de chaux et de potasse, quoique rarement; 4°. les carbonates de chaux, de magnésie, de soude, et dans quelques circonstances celui d'ammoniaque; 5°. les acides carbonique, boracique, sulfurique, et même sulfureux; ce dernier existe dans quelques eaux chaudes d'Italie; 6°. des oxides métalliques combinés avec ces acides, tel est sur-tout le fer, et quelquefois le cuivre; 7°. plusieurs substances terreuses libres, telles que la silice, l'alumine, et peut-être la chaux; 8°. de la soude pure et non combinée, à la faveur de laquelle, suivant quelques chimistes, la silice est tenue en solution dans les eaux; 9°. des matières colorantes extractives; 10°. une substance animale particulière; 11°. de l'air atmosphérique, et les parties constituantes du gaz azote sulfuré, comme on l'a reconnu depuis peu de temps; 12°. et enfin du gaz hydrogène sulfuré, qui fait fonction d'acide dans bien des circonstances.

Distingue-t-on plusieurs espèces d'eaux minérales?

On en distingue de quatre sortes, savoir :

1°. Les eaux acidules.

2°. Les eaux salines.

3°. Les eaux sulfureuses.

4°. Les eaux ferrugineuses.

Les eaux acidules ont une saveur aigrelette, rougissent la teinture de tournesol, mouillent avec facilité, laissent presque toutes dégager des bulles par la simple agitation, forment un précipité dans la solution de barite ou de chaux; elles sont froides ou chaudes, et ne contiennent pas d'acide carbonique seul et à l'état de pureté; on trouve en même temps dans le plus grand nombre, des muriates de soude, du carbonate de soude, de chaux et de magnésie, quelquefois aussi du fer.

Les eaux salines ont un goût décidément salé; mais plus ou moins fort, suivant les espèces de sels dont elles sont chargées, et la nature de ceux qui prédominent; le plus ordinairement on y rencontre le sulfate de magnésie, elles sont alors amères et purgatives; le sulfate ou carbonate de chaux; elles ne peuvent dans ce cas dissoudre le savon, et sont manifestement salées, telle est l'eau de la mer et celle de toutes les sources salées. Le carbonate de soude, s'il domine, il constitue les eaux alcalines; toutes ces espèces d'eaux peuvent, en même temps, contenir de l'acide carbonique, de l'hydrogène sulfuré, du fer, etc. Mais à la vérité en très petite quantité.

Les eaux sulfureuses ont une saveur

désagréable, exhalent une odeur fétide semblable à celle des œufs pourris, déposent du soufre, par le contact de l'air, et ont la propriété de noircir l'argent : ces eaux contiennent presque toujours, en même temps, des substances salines, surtout des sulfates alcalins et terreux, indépendamment du gaz hydrogène sulfuré et du gaz azote sulfuré. Ce dernier a été signalé récemment dans les eaux d'Aix-la-Chapelle (1).

Les eaux ferrugineuses ont une saveur très astringente, prennent une couleur bleue, par l'addition du prussiate de potasse, et forment un précipité noir, lorsqu'on y mêle de l'acide gallique ; le fer dans ces eaux est ordinairement dissous par l'acide carbonique, lequel, en excès, leur donne une saveur piquante ; quelquefois cependant il est combiné avec l'acide sulfurique et dans l'eau, à l'état de sulfate de fer.

---

(1) D'après une nouvelle analyse de M. *Moulseine*, le gaz qui se dégage des eaux sulfureuses d'Aix-la-Chapelle est composé de

Gaz azote.	51,25
Acide carbonique.	28,26
Hydrogène sulfuré.	20,49
	100,00

De quelle manière procède-t-on pour déterminer les substances contenues dans une eau minérale?

On emploie pour statuer sur les différentes matières que contiennent les eaux, la réunion des moyens physiques et chimiques.

On entend par *moyens physiques*, l'ensemble d'observations faites sur une eau sans lui avoir fait subir aucune altération; ces moyens consistent à examiner la nature de la source, sa situation géographique, son niveau, les dépôts qui s'y forment, les minéraux qui se trouvent aux environs, ainsi que l'odeur, la saveur, la limpidité, la pesanteur spécifique, et la chaleur thermométrique de l'eau. On doit encore avoir attention aux pluies et aux sécheresses qui ont eu lieu pendant l'année. Ces observations, comme on le devine, ne sont propres qu'à donner un léger indice sur l'état de l'eau, et ne doivent être considérées que comme accessoires.

On entend par *moyens chimiques* la pratique de plusieurs opérations positives, et de nature à faire déterminer, à l'aide de l'expérience, la composition exacte des principes contenus dans une eau médicinale quelconque, de manière à ce qu'on puisse ensuite recomposer l'eau par la synthèse. Pour opérer avec

précision, on a recours à deux méthodes, qu'on appelle, 1°. *examen par les réactifs*; 2°. *examen par l'analyse*.

Qu'est-ce que l'examen par les réactifs?

C'est celui qui consiste à ajouter aux eaux diverses substances qu'on nomme *réactifs*, à cause de leur réaction sur les corps avec lesquels on les met en contact, et à étudier ensuite avec soin les changemens produits par les mélanges qu'on a faits, pour découvrir la nature des principes des corps qu'on veut employer. Ce genre d'analyse demande beaucoup de lumières de la part du chimiste; il exige sur-tout que l'on connaisse très parfaitement les propriétés caractéristiques de chaque matière saline, encore ne donne-t-il que des notions préliminaires, et très superficielles, sur les parties constituantes des eaux, sans faire connaître leurs proportions.

Quelles sont les substances dont on se sert ordinairement comme réactifs?

Tous les produits chimiques, de quelque nature qu'ils soient, peuvent en quelque sorte, pourvu que leurs propriétés et leur composition soient bien connues, servir de réactifs; cependant il y a quelques corps que l'expérience et l'étude ont appris à distinguer, et qui sont particulièrement employés pour

cet effet. Les plus efficaces, et en même temps les plus nécessaires, sont les suivantes :

RÉACTIFS (1).

1°. Teinture et papier de tournesol : rougissent par tous les acides, même faibles, et l'hydrogène sulfuré; la couleur, dans le second cas, n'est pas durable, et disparaît par l'exposition à l'air.

Il ne verdit pas par les alcalis; mais celui qui a été rougi par un acide se colore en bleu par les alcalis.

2°. Teinture ou sirop de violette : fait reconnaître, par son mélange avec des corps, leur acidité et leur alcalinité. Dans le premier cas, elle devient sensiblement rouge; dans le second, elle passe au vert (celle de mauve produit le même effet).

---

(1) « Il faut toujours employer dans les expériences le » même vase, ou qu'il soit à peu près pareil; car la dif» férence de diamètre occasionne un peu de changement, » quand on regarde la masse liquide, en la présentant » au jour. » (*Bergmann.*)

Il est encore infiniment important d'employer dans toutes les expériences des réactifs très purs, et préparés avec beaucoup de soin; il est nécessaire, en outre, de ne les mettre en action qu'à l'état de solution.

3°. Teinture jaune de curcuma : se change en brun rougeâtre par les alcalis.

4°. Sulfate de fer : sert à déterminer la présence de l'air atmosphérique ; il se forme un oxide de fer jaune qui se précipite au fond du liquide.

5°. Oxide noir de fer : dénote le gaz oxigène ; il en résulte un oxide jaune qui se précipite.

6°. Fer décapé : précipite à l'état métallique le cuivre, l'or, l'argent et le plomb, de leur dissolution dans les acides.

7°. Acide sulfurique : décompose la plupart des sels naturels, annonce la présence de la barite et de l'acide carbonique. Dans le premier cas, précipite blanc et pesant (sulfate de barite) ; dans le second, effervescence et dégagement d'acide carbonique dû à la décomposition des carbonates terreux ou alcalins. Cet acide signale encore très parfaitement la présence du plomb, du mercure et de la chaux, substances avec lesquelles il forme un précipité fort peu dissoluble, et celle de la magnésie et de l'alumine, d'où résulte au contraire un précipité toujours soluble.

8°. Acide sulfureux : fait reconnaître le soufre dans les eaux qui en contiennent à l'état d'hydro-sulfure.

9°. Acide nitrique : dénote le moindre atome de soufre; poudre blanche globuleuse, qui se précipite par l'action d'une douce chaleur (l'acide nitreux produit le même effet).

10°. Acide muriatique : mentionne la présence de l'ammoniaque libre par la formation de vapeurs blanches lorsque le contact s'opère, précipite plusieurs métaux de leurs dissolutions.

11°. Acide oxalique : la plus petite dose fait reconnaître la présence de la chaux, même combinée avec les acides; il y a formation d'oxalate de chaux, qui se précipite (l'oxalate d'ammoniaque est peut-être préférable, en ce qu'il produit un effet plus prompt).

12°. Acide gallique : indique la présence du fer, par la formation d'une belle couleur rouge vineuse, et par un précipité noir abondant (le prussiate de potasse produit le même effet; il se forme, dans ce cas, un précipité d'une belle couleur bleue).

13°. Potasse pure liquide : sépare les bases des sulfate, nitrate et muriate de chaux, en se combinant aux acides avec lesquels elles étaient unies; il en est de même pour le carbonate de chaux, dont elle prend une portion d'acide, et généralement pour tous les sels à base de magnésie et d'alumine. Les sels mé-

talliques ferrugineux sont aussi décomposés par la potasse; il y a alors précipitation d'oxides, qui se reconnaissent par la couleur et les différens caractères qui appartiennent à chaque espèce.

14°. Eau de chaux : décompose les sels magnésiens et alumineux, absorbe l'acide carbonique, et passe à l'état de carbonate calcaire; elle précipite la magnésie en flocons blanchâtres, ainsi que le fer de la solution du sulfate de fer.

15°. Ammoniaque : décompose en partie le carbonate de magnésie, précipite l'alumine, et dénote la présence de quelques sels cuivreux par la formation d'une belle couleur bleue.

16°. Muriate de barite : fait reconnaître tous les sulfates, ainsi que la quantité d'acide sulfurique qui peut exister dans une eau, par le poids du sulfate de barite précipité.

17°. Nitrate d'argent : indique la présence de l'acide sulfurique et de l'acide muriatique, mais non celle des bases avec lesquelles ces acides peuvent être combinés (le nitrate de mercure peut servir avec autant de succès que celui d'argent).

18°. Eau de barite : découvre par-tout l'acide sulfurique, et décompose complètement tous les sulfates (le nitrate et le muriate de

barite signalent également bien l'acide sulfurique).

19°. Muriate sur-oxidé de mercure : ce sel projeté dans de l'eau qui admet de la soude libre, prend une couleur rougeâtre, et la précipite en partie.

20°. Solution de colle de Flandre : décèle la présence du tannin dans une eau, ainsi que dans toutes les décoctions végétales qui en contiennent.

Le nitrate de potasse existe quelquefois dans les eaux minérales, mais très rarement. On reconnaît sa présence en faisant évaporer jusqu'à siccité une certaine quantité d'eau, et mettant le résidu obtenu sur des charbons ardens, afin de s'assurer s'il fuse.

La silice se distingue facilement en faisant évaporer l'eau qui en contient jusqu'à siccité, et traitant ensuite le résidu avec de l'acide muriatique, qui laisse cette substance terreuse à nu.

Le gaz hydrogène sulfuré et le gaz azote sulfuré sont aisément reconnus et distingués dans une eau par l'odeur désagréable qu'ils répandent, et spécialement par la propriété qui les caractérise de précipiter en jaune la dissolution de l'oxide blanc d'arsenic, et de ternir la surface de l'argent ou du mercure.

Le tact et l'habitude font reconnaître sans beaucoup de peine le gaz azote sulfuré, qui, d'ailleurs, se dégage toujours le dernier quand on fait bouillir l'eau.

La matière animale que peut contenir une eau est mise en évidence par l'action du feu, qui développe l'odeur particulière qui appartient aux composés animaux.

L'extractif végétal se découvre lorsque l'eau dans laquelle il se trouve, préalablement purgée par le nitrate de plomb de tout l'acide sulfurique qui pourrait lui être uni, fournit ensuite, par son traitement avec le nitrate d'argent, un précipité brun plus ou moins considérable.

Qu'est-ce que l'examen par l'analyse?

C'est celui qui donne le moyen de déterminer avec précision la nature et la quantité exacte de chaque substance contenue dans une eau. Pour parvenir sûrement à ce but, on considère dans cette analyse les principes volatils ou gazeux, et les principes fixes, c'est-à-dire ceux qui ne peuvent s'exhaler au degré de chaleur de l'eau bouillante.

De quelle manière sépare-t-on les matières volatiles contenues dans une eau minérale?

On obtient les principes gazeux que renferme une eau minérale par plusieurs procédés,

1°. en remplissant à demi une bouteille de l'eau qu'on soupçonne contenir des parties volatiles, adaptant à son goulot une vessie qu'on fixe fortement avec une ficelle, et imprimant un mouvement rapide à la bouteille; 2°. et mieux encore, en faisant bouillir l'eau jusqu'à ce qu'il ne s'en dégage plus rien, dans une cornue tubulée, de laquelle sort un tube recourbé qui communique sous une cloche remplie de mercure; et, procédant ensuite à l'absorption du gaz dégagé par l'intermède de substances qui ont une forte attraction avec chacun d'eux, tels, par exemple, que l'eau de chaux, ou l'ammoniaque, qu'on fait passer sous une cloche pour l'acide carbonique, des cristaux de sulfate de fer pour l'air atmosphérique, etc.

On distingue le gaz azote de l'hydrogène sulfuré à l'aide d'une bougie allumée, et on reconnaît celui-ci par l'odeur désagréable qu'il communique à l'eau, ou bien, à la manière de *Westrumb*, on introduit dans un vase une quantité connue de l'eau à examiner; on adapte à sa tubulure un tube recourbé qui aboutit à un récipient cylindrique, entièrement rempli d'une solution d'acétate de plomb avec excès d'acide acétique; on fait bouillir l'eau jusqu'à ce qu'il ne s'opère plus aucun dégagement, et on recueille après l'opération le sulfure de

plomb formé, dont dix-neuf grains représentent exactement dix pouces cubes de gaz hydrogène sulfuré.

Quel procédé emploie-t-on pour obtenir les matières fixes d'une eau minérale?

On sépare les principes fixes et salins d'une eau minérale à l'aide de l'évaporation, en observant d'apporter à l'opération la plus scrupuleuse attention.

L'évaporation de l'eau, pour procéder à son analyse exacte, doit s'opérer sur une certaine quantité de liquide, c'est-à-dire douze à quinze kilogrammes à la fois; on se sert de vases d'argent, de verre ou de porcelaine; on garantit le vase de la poussière par le moyen d'une double gaze, qui fait fonction de couvercle; on chauffe modérément, afin que l'ébullition soit légère, et qu'aucune matière ne puisse se décomposer; on laisse évaporer jusqu'à siccité, en ayant soin de ménager beaucoup le feu sur la fin de l'évaporation, et on pèse ensuite avec la plus grande exactitude le résidu obtenu.

Ce résidu est composé de sels déliquescens ou efflorescens. Quelques-uns sont solubles dans l'eau froide, d'autres le sont seulement dans l'eau bouillante ou dans l'alcohol, et enfin plusieurs sont parfaitement indissolubles à toute température : c'est pourquoi on le traite

d'abord par l'alcohol chaud, qui dissout les sels déliquescens et les matières résineuses, quand il en existe; puis par l'eau froide, qui sépare les sels alcalins; ensuite par l'eau bouillante, qui se charge des sels les moins solubles, et enfin par les acides, qui dissolvent les matières que les autres agens n'ont pu attaquer, tels, par exemple, que des sels terreux, de la silice et des oxides métalliques; après quoi on examine, chacune séparément, les liqueurs obtenues, en les faisant évaporer, ou bien en les traitant avec différens réactifs appropriés, afin de pouvoir déterminer la nature et les propriétés de chaque espèce de substance contenue dans l'eau qu'on a soumise à l'examen, c'est-à-dire que la synthèse puisse, dans tous les cas, prouver l'exactitude de l'opération.

Les bornes étroites de cet ouvrage, purement élémentaire, nous interdisent d'entrer dans tous les détails qu'exige l'examen analytique des eaux minérales, et les opérations délicates que comporte leur étude n'étant pas de nature, par leur complication et leur étendue, à être parfaitement saisie par ceux des élèves qui n'ont pas encore des connaissances approfondies en chimie, nous n'avons dû nous occuper de leur histoire que d'une manière très générale, négliger plusieurs détails

scientifiques qui leur sont propres, et nous borner à l'énumération succincte des principaux phénomènes qu'elles présentent. Ceux qui voudraient acquérir des notions plus parfaites sur cette partie de la science qui enseigne l'art de connaître la composition intime de ces eaux, doivent consulter plusieurs excellens ouvrages publiés à ce sujet, et spécialement l'Analyse de l'Eau sulfureuse d'Enghien, par *Fourcroy*; plusieurs Mémoires de M. *Vauquelin*; l'Essai sur les Eaux minérales, de M. *Bouillon-Lagrange*, et un très bon travail sur l'analyse des Eaux minérales en général, par M. *Saint-Pierre*, médecin de Montpellier.

Des Eaux minérales artificielles.

Qu'est-ce qu'une eau minérale artificielle?

C'est un liquide qui tient en solution les diverses matières que renferment les eaux minérales, de manière qu'il se comporte par tous les essais comme l'eau minérale naturelle.

Quelles sont les règles à observer dans la préparation des eaux minérales artificielles?

Lorsqu'on veut préparer des eaux minérales artificielles, il faut, 1°. employer de l'eau qui ne contienne aucune substance étrangère, y

introduire, jusqu'au point de saturation convenable, du gaz acide carbonique, s'il est question d'une eau acidule (1), et du gaz hydrogène sulfuré, si l'on veut obtenir une eau sulfureuse (2); 3°. ajouter les sels bien purs,

---

(1) Plusieurs physiciens distingués ont imaginé des appareils plus ou moins parfaits pour charger les eaux minérales artificielles des différens fluides gazeux qu'elles contiennent dans leur état naturel. La machine que M. *Planche*, savant pharmacien de Paris, a fait exécuter, il y a peu de temps, nous paraît réunir un degré de perfection qu'on n'avait pas encore atteint (nous en exceptons cependant celles qui sont en usage dans les établissemens de M. *Paul*, dont le mécanisme nous est inconnu), et qui doit faire préférer cet appareil à tous les autres, sous le double rapport des moyens qu'ils offrent de charger de l'eau, jusqu'à cinq fois son volume, d'acide carbonique, et de préparer à volonté, en fort peu d'heures, et d'une maniere infiniment commode, les différentes eaux acidules gazeuses que les médecins seraient dans le cas de prescrire. (*Voyez* la planche 13, avec la description en regard.)

Le robinet recourbé dont se sert M. *Planche*, pour l'introduction de l'eau acidule dans les bouteilles où elle doit être conservée, n'est pas moins utile ni moins indispensable à connaître : il est représenté à la planche 13, figures 34 et 35.

(2) On dégage, à l'aide de l'acide sulfurique étendu d'eau, le gaz hydrogène sulfuré du sulfure calcaire en poudre, ou du sulfure de fer.

et les autres matières que l'on sait être contenues dans l'eau qu'on veut imiter; 4°. mettre à macérer pendant un certain temps dans l'eau acidule du fer neuf réduit en limaille, et enfermé dans un nouet, si l'on veut composer des eaux martiales ou ferrugineuses; 5°. introduire les eaux minérales convenablement préparées, dans des bouteilles que l'on bouche avec beaucoup d'attention, et les conserver dans une bonne cave, en observant de les tenir renversées, et même plongées dans l'eau pendant la saison chaude.

L'art de composer les eaux minérales est parvenu, depuis quelques années en France, à un degré de perfection extraordinaire; et la plupart de celles que l'expérience et l'observation ont consacrées pour l'usage médical, sont imitées dans plusieurs établissemens par des procédés d'une extrême exactitude; en sorte qu'on peut composer à volonté, et dans tous les temps, toutes les espèces connues, et même les modifier d'après la manière d'être et la constitution propre à chaque individu, soit en affaiblissant, soit en activant les principes qui les constituent. Nous allons rapporter ici quelques-unes des recettes suivies et adoptées par les savans qui ont le plus particulièrement contribué, par leurs travaux, à

la perfection de cet art encore nouveau, quoique porté à un grand degré de précision.

Eau de Sedlitz artificielle.

Acide carbonique par effervescence, cinq fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Sulfate de magnésie...........	8 gramm.	2 gros.

M. Paul.

Eau de Bourbonne.

Acide carbonique par effervescence, deux fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Sulfate de magnésie...........	10 centig.	2 grains.
Muriate de soude..............	4 gramm.	1 gros.

MM. Triayre et Jurine.

Eau de Balaruc.

Acide carbonique par effervescence, deux fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de chaux...........	20 centig.	4 grains.
——— de potasse..........	20	4
Muriate de soude..............	60	12

M. Paul.

Eau de Plombières.

Acide carbonique par effervescence, un vingtième de son volume.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.

Carbonate de chaux...........	10 centig.	2 grains.
Sulfate de chaux.............	15	3
Muriate de magnésie..........	5	1

M. Paul.

Autre.

Eau pure.....................	1 kilog.	2 livres.
Carbonate de soude...........	13 centig.	2 gr. $\frac{1}{3}$.
——— de chaux..........	7	1 gr. $\frac{1}{4}$.
Sulfate de soude.............	13	1 gr. $\frac{1}{3}$.
Muriate de soude.............	5	1 grain.
Albumine.....................	5	1

M. Vauquelin.

Eau alcaline gazeuse.

Acide carbonique par effervescence, six fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de potasse.........	8 gramm.	2 gros.

M. Paul.

Eau alcaline minérale.

Acide carbonique par effervescence, quatre fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude...........	4 gramm.	1 gros.

MM. Triayre et Jurine.

Eau de mer artificielle.

Eau..........................	25 kilog.	50 livres.
Muriate de soude.............	320 gramm.	10 onces.

Muriate de chaux.............	64 grammes	2 onces.
——— de magnésie..........	40	10 gros.
Sulfate de soude..... ⎫ ana....	24	6
——— de magnésie.. ⎭		

M. Swediaur.

Eau de Vichy artificielle.

Acide carbonique par effervescence, deux fois le volume de l'eau.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de fer.............	$\frac{1}{2}$ centig.	$\frac{1}{10}$ de gr.
——— de chaux...........	10	2
——— de magnésie........	3	$\frac{1}{2}$
——— de soude...........	30	6
Muriate de soude.............	20	4

M. Paul.

Eau de Spa artificielle.

Acide carbonique par effervescence, cinq fois le volume.

Eau..........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude...........	10 centig.	2 grains.
——— de magnésie........	20	4
——— de fer.............	5	1
Muriate de soude.............	3	$\frac{1}{2}$

MM. Triayre et Jurine.

Eau de Spa forte.

Composée comme la précédente, avec le double de surcarbonate de fer.

Eau de Barége.

Hydrogéne sulfuré, un tiers du volume de l'eau.

Eau........................	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude...........	80 centig.	16 grains.
Muriate de soude.............	3 centig.	$\frac{1}{2}$

MM. Triayre et Jurine.

Formule de MM. Planche et Boullay, pour préparer les bains artificiels d'eau de Barége.

Sulfure hydrogéné de soude concentré à 25 degrés du pèse-acide de Beaumé.......	320 gramm.	10 onces.
Solution salino-gélatineuse.....	128	4

Mêlez à l'eau du bain au moment d'en faire usage.

La solution salino-gélatineuse se compose avec

Eau distillée....................	500 gramm.	1 livre.
Sulfate de soude...... Muriate de soude..... } ana...	16 gramm.	$\frac{1}{2}$ once.
Gélatine animale....... Carbonate de soude... } ana...	32 gramm.	1 once.
Pétrole rectifié, gouttes n°.....	XX	20 grains.

Eau de Pyrmont artificielle.

Gaz acide carbonique, deux fois le volume de l'eau.

Eau........................	5 kilog.	10 livres.
Carbonate de soude...........	12 décig.	24 grains.
———— de fer.............	1	2
Sulfate de soude.............	3	6
Muriate de soude.............	2	4

M. Parmentier.

Eau de Forges.

Acide carbonique par effervescence, trois fois le volume.

Eau.	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de fer.	3 centig.	$\frac{1}{2}$ grain.

MM. Triayre et Jurine.

Eau de Bussang.

Acide carbonique, trois fois le volume de l'eau.

Eau.	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude.	30 centig.	6 grains.
Carbonate de fer.	3	$\frac{1}{2}$

MM. Triayre et Jurine.

Eau minérale de Siradan.

Eau.	11 kilog.	22 livres.
Acide carbonique.	9 décig.	18 grains.
Muriate de Magnésie.	3 centig.	$\frac{1}{2}$
Sulfate de magnésie.	3 décig.	6
——— de chaux.	2	4
Carbonate de chaux.	4	8
——— de fer.	43 centig.	8 $\frac{1}{2}$
Silice.	3	$\frac{1}{2}$

D'après l'analyse de M. Save, pharmacien.

Eau acidule.

Acide carbonique par effervescence, cinq fois le volume de l'eau.

Eau de Seltz.

Acide carbonique, cinq fois le volume de l'eau.

Eau.	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude.	20 centig.	4 grains.
——— de maguésie.	10	2
Muriate de soude.	11 décig.	22

M. Paul.

Eau d'Aix-la-Chapelle.

Hydrogène sulfuré, un tiers du volume de l'eau.

Eau.	6 hectog.	20 onces.
Carbonate de soude.	10 décig.	20 grains.
Muriate de soude.	45 centig.	9

MM. Triayre et Jurine.

Eau sulfureuse.

Eau de rivière.	1 kilog.	2 livres.
Sulfure de soude... } Muriate de soude... } ana. Sulfure de chaux... }	3 décig.	6 grains.

M. Parmentier.

Eau hydro-sulfurée.

Eau pure.	6 hectog.	20 onces.

Hydrogène sulfuré, un huitième du volume de l'eau.

L'eau hydro-sulfurée forte se compose avec un tiers du volume.

Eau hydrogénée.

Eau pure.	6 hectog.	20 onces.

Gaz hydrogène, un tiers du volume de l'eau.

Eau oxigénée.

Eau pure.................... 6 hectog. 20 onces.
Gaz oxigène, demi-volume.

Les recettes que nous avons rapportées ci-dessus sont celles que l'on suit le plus ordinairement, et qui paraissent se rapprocher davantage de la composition des eaux minérales naturelles; cependant, comme nous l'avons déjà observé, les substances que l'on emploie peuvent entrer dans des proportions très variables : les pharmaciens doivent en cela se comporter suivant les indications du médecin, et ne jamais s'écarter de la formule prescrite.

FIN DU PREMIER VOLUME

